2017

مساعد الطالب في . . .

الكيمياء

الصف السادس علمي احيائي

إعداد الاستاذ

حسين البوهاني



رحلة التفوق في السادس /

مساعــد الطالب

الجزء الاول

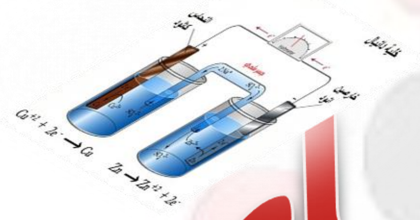
الثرموداينمك

الاتزان الكيميائي

الاتزان الايوني

الكيمياء الكهربائية

في



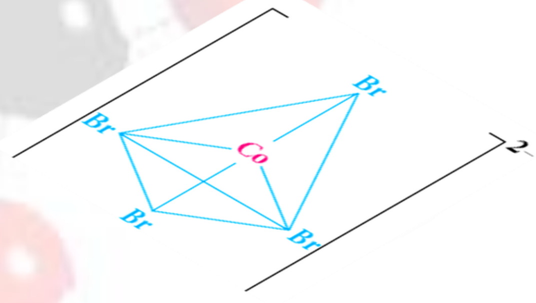
الكيمياء

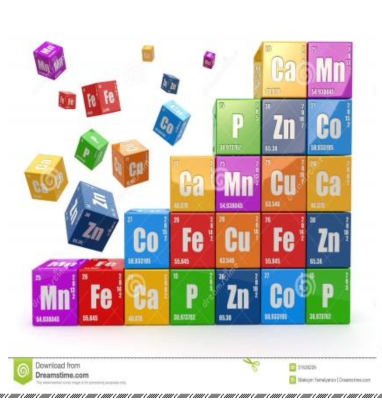
الاحيائي

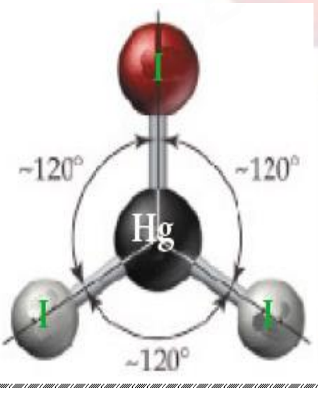
للصــف السادس العلمــي   2016 - 2017

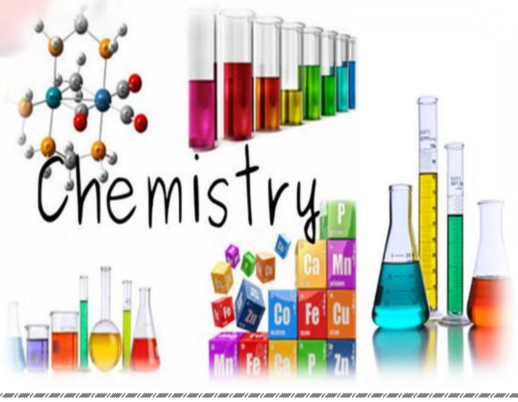
اعداد الاستاذ حسين خليل البوهاني

ثانوية انوار البديع الاهلية









بسم الله الرحمن الرحيم

﴿وقل اعملوا فسيرى الله عملكم ورسوله والمؤمنون﴾

انطلاقا من قول المصطفى (ص): ((زكاة العلم نشرهُ وتعليمهُ))

تضع شبكة مواقع رحلة التفوق في السادس التعليمية التربوية الخيرية بين ايديكم احدى اعمالها من ملازم مرحلة السادس الاعدادي هذه المرحلة الهامة والمصيرية في حياة اعزائنا الطلبة وخاصة المتعففين منهم ولمن يتعذر عليه اقتناء هذه المساعدات المدرسية في محافظاتنا العراقية العزيزة بهدف النهوض وتطوير الواقع التعليمي ولو بالجزء اليسير.

إذ أن شبكتنا لاتقتصر عاى نشر الملازم المدرسية فقط أنما تقوم بنشر الدروس المرئية المجانية لاكفأ التدريسيين بالاضافة الى مجموعة قنواتنا التدريسية وكذلك الارشادات والنصائح وطرق الدراسة الصحيحة هذا من جهة. أما من جهة أخرى فهو كسر لشوكة بعض المحسوبين على الكادر التدريسي ممن يرفضون نشر ملازمهم والتعاون مع ابنائهم الطلبة ليأخذوا من المال هدفا أهم ويتناسوا مصلحة الطالب والواقع التعليمي المتدني.

علماً ان كادر الشبكة والقائمين عليها هم مجموعة من الشباب العراقي الواعي المثقف بالاضافة الى تعاون بعض المدرسين الكرام كما واننا غير تابعين لاي جهة كانت رسمية او غير رسمية انما سر تجمعنا وعملنا هو خيري بحت آملين من الله عز وجل ان يوفقنا لتقديم كل ما هو صالح لشعبنا و وطننا الحبيب.

كادر شبكة رحلة التفوق في السادس

٢٠١٥/٨/٢١



الثرموداينمك : علم يهتم بدراسة الطاقة وتحولاتها ويهدف نحو تحويل اكبر قدر ممكن من الطاقة الحرارية الناتجة من احتراق الوقود الى نوع اخر من الطاقات .

أهمية علم الثرموداينمك :

-1 يفسر سبب حدوث التفاعلات الكيميائية .

-2 التنبؤ بحدوث التغيرات الكيميائية والفيزيائية عند وجود مادة او اكثر تحت ظروف معينة .

-3 يفسر حدوث بعض التفاعلات بشكل تلقائي واخرى لا تحدث بشكل تلقائي تحت نفس الظروف .

-4 يفسر سبب حدوث الطاقة المصاحبة للتفاعلات الكيميائية .

نص القانون الأول في علم الثرموداينمك : الطاقة لا تفنى ولا تستحدث من العدم ولكن يمكن تحويلها من شكل إلى اخر .

وحدات الطاقة ودرجة الحرارة :

وحدة قياس الطاقة : تقاس الطاقة بوحدة الجول (Joule) ويرمز له (J) .

وحدة قياس درجة الحرارة : في الثرموداينمك تقاس درجة الحرارة بوحدة الكلفن (K) وتحسب من درجة الحرارة بوحدات السيليزية (C°) باستخدام العلاقة الآتية :

$$T(K) = t(C^{\circ}) + 273$$

بعض المصطلحات الثرموداينميكية :

النظام : هو جزء معين من الكون نهتم بدراسته يتكون من المادة او المواد المشتركة في حدوث تغيرات فيزيائية او كيميائية .

المحيط : كل ما يحيط بالنظام ويؤثر عليه من التغيرات الفيزيائية او الكيميائية .

المجموعة : مصطلح يطلق على النظام والمحيط . حيث

المجموعة = النظام + المحيط

انواع الأنظمة :

1- **النظام المفتوح** : وهو النظام الذي تسمح حدوده بتبادل **مادة النظام و طاقته** مع المحيط .

مثال ذلك / إناء معدني مفتوح يحتوي على ماء مغلي .

2- **النظام المغلق** : وهو النظام الذي تسمح حدوده بتبادل **الطاقة فقط ولا تسمح بتغيير كمية مادة النظام**.

مثال ذلك / إناء معدني مغلق يحتوي على ماء مغلي .

3- **النظام المعزول** : وهو النظام الذي لا تسمح حدوده بتبادل **كل من مادة النظام وطاقته مع المحيط** اي ان النظام لا يتأثر بالمحيط .

مثال ذلك / الثرموس .

الحرارة : هي احد اشكال الطاقة الشائعة في الحياة ويرمز لها بالرمز (q) و تنتقل من جسم حرارته أعلى إلى جسم حرارته اقل .

درجة الحرارة : هي مقياس للطاقة الحرارية .

يمكن حساب التغير في درجة الحرارة من العلاقة :

$$\Delta T = T_f - T_i$$

حيث / ΔT : التغير في درجة الحرارة .

T_f : درجة الحرارة النهائية .

T_i : درجة الحرارة الابتدائية .

* تتناسب الحرارة (q) طردياً مع التغير في درجة الحرارة (ΔT) : $q \propto \Delta T$

$$q\,(J) = C\,(J/C^{\circ}) \times \Delta T\,(C^{\circ})$$

حيث / q : كمية الحرارة وتقاس بالجول (J)

C : السعة الحرارية وتقاس (J/C°)

ΔT : التغير في درجة الحرارة وتقاس بالسيليزي (C°)

السعة الحرارية : هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجـــة حرارة كتلـــة مقدارها m (g) من اي مادة درجـــة سيليزية واحدة .

ترتبط السعة الحرارية (C) بالحرارة النوعية (ς) بالعلاقة الاتية :

$$C\,(J/C^\circ) = ς\,(J/g.C^\circ) \times m\,(g)$$

حيث / C : السعة الحرارية وتقاس (J/C°)

ς : الحرارة النوعية وتقاس ($J/g.C^\circ$)

m : الكتلـــة وتقاس (g)

نعوض عن قيمة السعة الحرارية (C) في معادلة الحرارة (q) فنحصل على العلاقة الاتية :

$$q\,(J) = ς\,(J/g.C^\circ) \times m(g) \times \Delta T\,(C^\circ)$$

الحرارة النوعية (ς) : هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة كتلة مقدارها غرام واحد (1 g) من اي مادة درجة سيليزية واحدة .

تمرين (1 - 1) في الكتاب صفحة 24

تغيرت درجة حرارة قطعة من المغنيسيوم كتلتها 10 g من $25\ C^\circ$ الى $45\ C^\circ$ مع اكتساب حرارة مقدارها 205 J . احسب الحرارة النوعية لقطعة المغنيسيوم .

الجواب

$$\Delta T = T_f - T_i = 45\ C^\circ - 25\ C^\circ = 20\ C^\circ$$

$$q\,(J) = ς\,(J/g.C^\circ) \times m\,(g) \times \Delta T\,(C^\circ)$$

$$ς\,(J/g.C^\circ) = \frac{q\,(J)}{m\,(g) \times \Delta T\,(C^\circ)}$$

$$ς = \frac{205\,(J)}{10\,(g) \times 20\,(C^\circ)} = \frac{205\,(J)}{200\,(g.C^\circ)}$$

$$ς = 1.025\,(J/g.C^\circ) \approx 1.03\,(J/g.C^\circ)$$

رحلة التفوق في السادس
عطاء بلا حدود
A.M.Z

ملاحظة

في عملية التبريد ($T_f < T_i$) حيث ($\Delta T = -$) تكون قيمة q سالبة ($q = -$) وتكـــــون العمليـــة باعثة للحرارة .

اما في عملية التسخين ($T_f > T_i$) حيث ($\Delta T = +$) تكون قيمة q موجبة ($q = +$) وتكـــون العمليـــة ماصـــة للحرارة .

سؤال (1 - 9) في الكتاب صفحة 59

قطعة من الفضة كتلتها 360 g وسعتها الحرارية 86 J / C° احسب حرارتها النوعية .

الجواب

يمكن حساب الحرارة النوعية من المعادلة الآتية :

$$C\ (J / C^\circ) = \varsigma\ (J / g.C^\circ) \times m\ (g)$$

$$86\ (J / C^\circ) = \varsigma\ (J / g.C^\circ) \times 360\ (g)$$

$$\varsigma = \frac{86\ (J / C^\circ)}{360\ (g)} = 0.24\ (J / g.C^\circ)$$

سؤال (1 - 10) في الكتاب صفحة 59

قطعة من النحاس كتلتها 6 g ، سخنت من 21 C° الى 124 C° . احسب كمية الحرارة بوحدات الكيلو جول (KJ) . اذا علمت ان الحرارة النوعية للنحاس (0.39 J / g.C°)

الجواب

$$\Delta T = T_f - T_i = 124\ C^\circ - 21\ C^\circ = 103\ C^\circ$$

نحسب كمية الحرارة q من العلاقة الاتية :

$$q\ (J) = \varsigma\ (J / g.C^\circ) \times m\ (g) \times \Delta T\ (C^\circ)$$

$$q = 0.39\ (J / g.C^\circ) \times 6\ (g) \times 103\ (C^\circ)$$

$$q = 241\ (J)$$

$$q = \frac{241}{1000} = 0.241\ (KJ)$$

سؤال (1 - 11) في الكتاب صفحة 59

احسب كمية الحرارة المنبعثة بوحدات (KJ) من 350 g زئبق عند تبريدها من $77\ C^\circ$ الى $12\ C^\circ$. اذا علمت ان الحرارة النوعية للزئبق ($0.14\ J / g.C^\circ$)

الجواب

$$\Delta T = T_f - T_i = 12\ C^\circ - 77\ C^\circ = -65\ C^\circ$$

نحسب كمية الحرارة q من العلاقة الاتية :

$$q\,(J) = s\,(J / g.C^\circ) \times m\,(g) \times \Delta T\,(C^\circ)$$

$$q = 0.14\,(J / g.C^\circ) \times 350\,(g) \times (-65)\,(C^\circ)$$

$$q = -3185\,(J)$$

$$q = \frac{-3185}{1000} = -3.185\,(KJ) \approx -3.2\,(KJ)$$

سؤال (1 - 12) في الكتاب صفحة 59

اذا تم رفع درجة حرارة 34 g من الايثانول من $25\ C^\circ$ الى $79\ C^\circ$. احسب كمية الحرارة الممتصة بواسطة الايثانول اذا علمت ان الحرارة النوعية للايثانول ($2.44\ J / g.C^\circ$) .

الجواب

$$\Delta T = T_f - T_i = 79\ C^\circ - 25\ C^\circ = 54\ C^\circ$$

نحسب كمية الحرارة q من العلاقة الاتية :

$$q\,(J) = s\,(J / g.C^\circ) \times m\,(g) \times \Delta T\,(C^\circ)$$

$$q = 2.44\,(J / g.C^\circ) \times 34\,(g) \times 54\,(C^\circ)$$

$$q = 4479.8\,(J)$$

سؤال (1 - 13) في الكتاب صفحة 59

سخنت عينة من مادة مجهولة كتلتها 155 g من درجة حرارة 25 C˚ الى 40 C˚ ، ما ادى الى امتصاص حرارة مقدارها 5700 J . احسب ا الحرارة النوعية لهذه المادة .

الجواب

$\Delta T = T_f - T_i = 40\ C^\circ - 25\ C^\circ = 15\ C^\circ$

$q\,(J) = s\,(J/g.C^\circ) \times m\,(g) \times \Delta T\,(C^\circ)$

$$s\,(J/g.C^\circ) = \frac{q\,(J)}{m\,(g) \times \Delta T\,(C^\circ)}$$

$$s = \frac{5700\,(J)}{155\,(g) \times 15\,(C^\circ)} = \frac{5700\,(J)}{2325\,(g.C^\circ)}$$

$s = 2.45\ (J/g.C^\circ)$

سؤال (1 - 14) في الكتاب صفحة 60

4.5 g من حبيبات ذهب امتصت 276 J من الحرارة عند تسخينها ، فاذا علمت ان الحرارة الابتدائية كانت 25 C˚ احسب درجة الحرارة النهائية التي سخنت اليها ، اذا علمت ان الحرارة النوعية للذهب 0.13 J / g.C˚

الجواب

نحسب ΔT من العلاقة الاتية :

$q\,(J) = s\,(J/g.C^\circ) \times m\,(g) \times \Delta T\,(C^\circ)$

$276\,(J) = 0.13\,(J/g.C^\circ) \times 4.5\,(g) \times \Delta T\,(C^\circ)$

$$\Delta T = \frac{276\,(J)}{0.13\,(J/g.C^\circ) \times 4.5\,(g)} = \frac{276}{0.585}\ C^\circ$$

$\Delta T = 471.79\,(C^\circ) \approx 471.8\,(C^\circ)$

$T_f = ??$

و $T_i = 25\ C^\circ$

$\Delta T = T_f - T_i$

$471.8\,(C^\circ) = T_f - 25\,(C^\circ)$

$T_f = 471.8\,(C^\circ) + 25\,(C^\circ)$

$T_f = 496.8\,(C^\circ)$

حرارة التفاعل (التغير في الانثالبي) :

حرارة التفاعل (التغير في نثالبي التفاعل او انثالبي التفاعل) :
هو التغير في حرارة التفاعل عند ضغط ثابت ويرمز لها ΔH_r .
ان التغير بانثالبي التفاعل ΔH_r يساوي بالضبط حرارة التفاعل q المقاسة عند الضغط الثابت اي :

$$\Delta H_r = q_p$$

حيث q_p تمثل الحرارة المقاسة عند ضغط ثابت و P من Pressure وتعني ضغط .

ملاحظة
ان قيم التغير في الانثالبي ΔH_r تخبرنا هل ان التفاعل باعث للحرارة او ماص للحرارة و كالأتي :

- اذا كانت ΔH_r اصغر من صفر ($\Delta H_r < 0$) اي قيمة ΔH_r سالبة ($\Delta H_r = -$) فالتفاعل يكون باعثاً للحرارة .
- اذا كانت ΔH_r اكبر من صفر ($\Delta H_r > 0$) اي قيمة ΔH_r موجبة ($\Delta H_r = +$) فالتفاعل يكون ماصاً للحرارة .

دالة الحالة : هي تلك الخاصية او الكمية التي تعتمد على الحالة الابتدائية للنظام قبل التغير والحالة النهائية للنظام بعد التغير بغض النظر عن المسار الذي تم من خلاله التغير .

امثلة على دالة الحالة : الانثالبي و الانتروبي و طاقة كبس

دالة المسار : هي خاصية او كمية تعتمد على الخطوات التي تم من خلالها التغير اضافة الى اعتمادها على الحالة الابتدائة و الحالة النهائية للنظام .

امثلة على دالة المسار : الحرارة و الشغل

الخواص العامة للمواد : تقسم الخواص العامة للمواد الى نـوعين :

الخواص الشاملـــة	الخواص المركـــزة
تشمل جميع الخواص التي تعتمد على كمية المادة الموجودة في النظام مثل الكتلة والحجم والسعة الحراريـــة و الانثالبي و الانتروبي والطـاقــة الحرة .... الخ	تشمل جميع الخواص التي لا تعتمد على كمية المادة الموجودة في النظام مثل الضغط ودرجــة الحــرارة والكثافة والحرارة النوعية .... الخ

ملاحظة

يرمز للمادة الصلبة بالحــرف (S)
ويرمز للمادة السائلة بالحرف (l)
و للمادة الغازيــة بالحــرف (g)
و يرمــز للمحلـول بالرمز (aq)

الكيميـــاء الحرارية : هو علم يهتم بدراسة الحرارة الممتصة او المنبعثة نتيجة التغيرات الفيزيائية و الكيميائية .

- اذا اعتبرنا ان التفاعل هو نظام ، فان التفاعـل الباعث للحرارة يحـــول الطاقة الحرارية من النظام الى المحيط كما هو في التفاعل الكيميائي و التغير الفيزيائي الاتيين :

تفاعل كيميائي $2H_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(l)} + \text{Energy}$

تغيـر فيزيائي $H_2O_{(g)} \longrightarrow H_2O_{(l)} + \text{Energy}$

- اما التفاعل الماص للحرارة ففيه يمتص النظام الطاقة الحرارية من المحيط و كما هو في التفاعل الكيميائي و التغير الفيزيائي الاتيين :

تفاعل كيميائي $2HgO_{(s)} + \text{Energy} \longrightarrow 2Hg_{(l)} + O_{2\,(g)}$

تغيـر فيزيائي $H_2O_{(s)} + \text{Energy} \longrightarrow H_2O_{(l)}$

ملاحظة

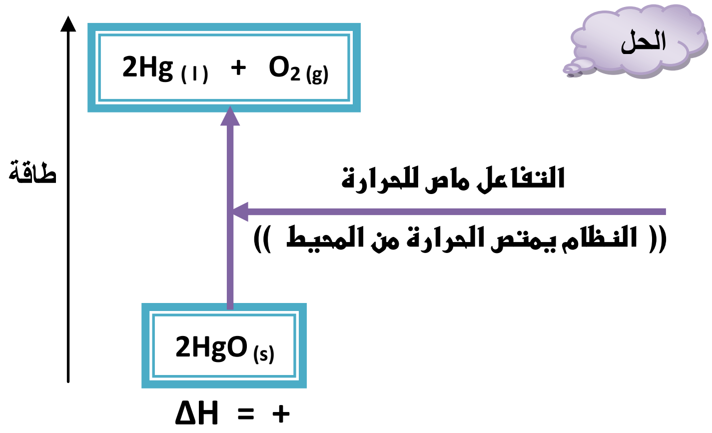
عندما تكتب كلمة الطاقة (Energy) في جهة المتفاعلات فالتفاعل ماص للحرارة .

و عندما تكتب كلمة الطاقة (Energy) في جهة النواتج فالتفاعل باعث للحرارة .

(1) س / ارسم مخطط الطاقة للتفاعل الاتي :

$2HgO_{(s)} \longrightarrow 2Hg_{(l)} + O_{2(g)} \quad \Delta H = +$

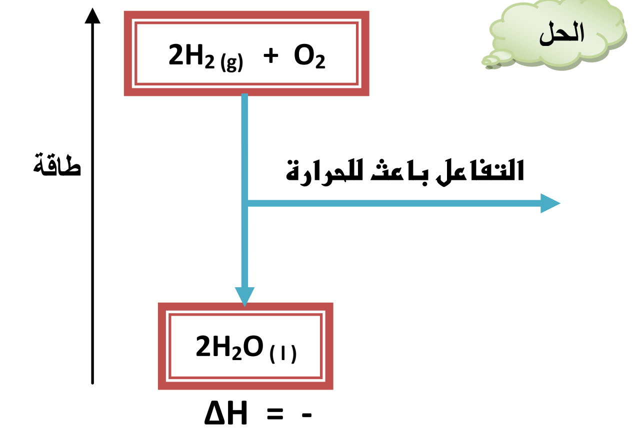
الحل



(2) س / ارسم مخطط الطاقة للتفاعل الاتي :

$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(l)} \quad \Delta H = -$

الحل



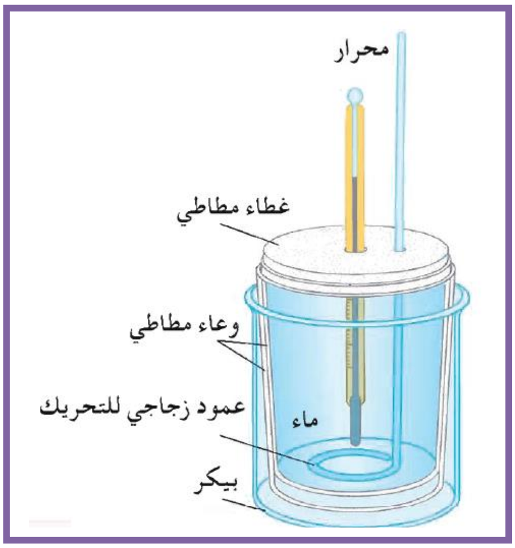
قياس انثالبي التفاعل : يستخدم جهاز يسمى **المسعر الحراري** لقياس حرارة التفاعل عند ثبوت الضغط

المسعر الحراري : وهو جهاز يستخدم لقياس حرارة التفاعل (انثالبي التفاعل) الممتصة او المنبعثة في التفاعل الكيميائي عند ثبوت الضغط .

تركيب المسعر

يتكون المسعر من وعاء للتفاعل مغمور في كمية معينة من الماء (معلومة الكتلة) و موجودة في وعاء معزول عزلاً جيداً ، فاذا كان التفاعل باعث للحرارة فان الحرارة المتحررة ترفع درجة حرارة الماء والمسعر لذا يمكن قياس كميتها من الزيادة في درجة الحرارة اذا كانت السعة الحرارية للمسعر ومحتوياته معروفة .

واذا كان التفاعل ماصاً للحرارة فان درجة الحرارة للماء والمسعر ستنخفض .



المسعر الحراري

خطوات حل مسائل المسعر الحراري

1 – نـحسب كمية الحرارة q للماء من العلاقة : $q\,(J) = \varsigma\,(J/g.C^{\circ}) \times m\,(g) \times \Delta T\,(C^{\circ})$

2 – نـحسب q النموذج ، والتي تكون مساوية الى q الماء بـعكس الاشارة : $q_{\text{النموذج}} = -\,q_{\text{الماء}}$

3 – نـحسب عدد مولات النـموذج (العيـنة) من العلاقة : $n = \dfrac{m}{M}$.

4 – نـحسب الحرارة المنـبـعثة نـتيـجة احتراق 1 mol ، اي نـحسب $q\,(J/mol)$ من العلاقة :

$$q\,(J/mol) = \frac{q\,(J)}{n\,(mol)}$$

5 – نـحسب ΔH للتفاعل بـثبوت الضغط من العلاقة : $\Delta H\,(J/mol) = q_P\,(J/mol)$

6 – اذا كان المطلوب في السؤال حساب انـثالبـي التفاعل ΔH بـوحدة (KJ /mol) ، عنـدها نـحول وحدة (J /mol) الى (KJ /mol) بـالقسمة على 1000 .

7 – اذا كان المطلوب في السؤال حساب ΔH لأكثر من مول و بـوحدة (KJ) ، نـستخدم العلاقة الاتية :

$$\Delta H\,(KJ) = n\,(mol) \times \Delta H\,(KJ/mol)$$

حيث n تمثل عدد المولات المذكورة في السؤال

وزاري 2013 الدور الاول

تمرين (1 - 2) في الكتاب صفحة 29

اذا تم حرق 3 g من مركب الهيدرازين (N_2H_4) (كتلته المولية تساوي 32 g / mol) في مسعر مفتوح يحتوي على 1000 g من الماء (الحرارة النوعية للماء (4.2 J / g . C°) فان درجة الحرارة ترتفع من 24.6 C° الى 28.2 C° . احسب الحرارة المتحررة نتيجة الاحتراق والانثالبي لاحتراق 1 mol من الهيدرازين بوحدة KJ / mol على افتراض ان السعة الحرارية للمسعر مهملة

الجواب

$$\Delta T = T_f - T_i = 28.2\ C^\circ - 24.6\ C^\circ = 3.6\ C^\circ$$

يمكن حساب كمية الحرارة (حيث حرارة المسعر مهملة) من العلاقة الاتية :

$$q\ (J) = \varsigma\ (J / g . C^\circ) \times m\ (g) \times \Delta T\ (C^\circ)$$

$$q_{\text{للماء}} = 4.2\ (J / g . C^\circ) \times 1000\ (g) \times 3.6\ (C^\circ)$$

$$q_{\text{للماء}} = 15120\ (J)$$

حيث ان : حرارة الماء = − حرارة النموذج (الهيدرازين)

$$q_{\text{النموذج (الهيدرازين)}} = -\ q_{\text{الماء}}$$

$$q_{\text{النموذج (الهيدرازين)}} = -\ 15120\ (J)$$

لإيجاد الحرارة المنبعثة من احتراق 1 mol من الهيدرازين يجب حساب عدد المولات :

$$n\ (mol) = \frac{m\ (g)}{M\ (g/mol)} = \frac{3\ (g)}{32\ (g / mol)} \approx 0.094\ (mol)$$

ان الحرارة المنبعثة من احتراق 1 mol من الهيدرازين تساوي :

$$q_{\text{(الهيدرازين)}}\ (J / mol) = \frac{q\ (J)}{n\ (mol)} = \frac{-15120\ (J)}{0.094\ (mol)} = -\ 160851\ (J / mol)$$

بثبوت الضغط كمية الحرارة q_p تمثل انثالبي التفاعل ΔH_r اي :

$$\Delta H = q_p = -\ 160851\ (J / mol)$$

نحول وحدة القياس من (J / mol) الى (KJ / mol) :

$$\Delta H = \frac{-160851}{1000} = -\ 160.851\ (KJ / mol) \approx -\ 161\ (KJ / mol)$$

ملاحظة : اذا كان المطلوب في السؤال حساب انثالبي الاحتراق لاكثر من مول عندها نظرب ΔH بعدد المولات المطلوبة اي : $\Delta H\,(KJ) = n\,(mol) \times \Delta H\,(KJ/mol)$ لاكثر من مول

وزاري 2015 الدور الثالث

اذا تم حرق عينة كتلتها 6g من حامض الخليك CH_3COOH (الكتلة المولية للحامض 60 g / mol) بوجود كمية وافية من الاوكسجين وكان مسعر يحتوي على 800 g من الماء (الحرارة النوعية للماء 4.2 J / g . C°) فاذا ارتفعت درجة حرارة المسعر ومحتوياته من 25 C° الى 30 C° احسب كمية الحرارة التي يمكن ان تنبعث نتيجة احتراق 2 mol من الحامض بوحدة KJ على افتراض ان السعة الحرارية للمسعر مهملة .

الجواب

$$\Delta T = T_f - T_i = 30\,C° - 25\,C° = 5\,C°$$

يمكن حساب كمية الحرارة من العلاقة الاتية :

$$q\,(J) = \varsigma\,(J/g.C°) \times m\,(g) \times \Delta T\,(C°)$$

$$q_{\text{للماء}} = 4.2\,(J/g.C°) \times 800\,(g) \times 5\,(C°)$$

$$q_{\text{للماء}} = 16800\,(J)$$

حيث ان : **حرارة الماء – = حرارة العينة (حامض الخليك)**

$$q_{\text{للحامض}} = -\,q_{\text{الماء}}$$

$$q_{\text{للحامض}} = -\,16800\,(J)$$

لإيجاد الحرارة المنبعثة من احتراق 1 mol من الحامض يجب حساب عدد المولات :

$$n\,(mol) = \frac{m\,(g)}{M\,(g/mol)} = \frac{6\,(g)}{60\,(g/mol)} = 0.1\,(mol)$$

ان الحرارة المنبعثة من احتراق 1 mol من حامض الخليك تساوي :

$$q_{(\text{الحامض})}\,(J/mol) = \frac{q\,(J)}{n\,(mol)} = \frac{-16800\,(J)}{0.1\,(mol)} = -\,168000\,(J/mol)$$

بثبوت الضغط كمية الحرارة تمثل انثالبي التفاعل اي : $\Delta H = q_p = -\,168000\,(J/mol)$

$$\Delta H = \frac{168000}{1000} = -\,168\,(KJ/mol)$$

كمية الحرارة نتيجة احتراق 2 mol : $\Delta H = 2\,mol \times (-\,168\,KJ/mol) = -\,336\,KJ$

سؤال (1 - 16) في الكتاب صفحة 60

عند حدوث تفاعل كيميائي في مسعر سعته الحرارية الكلية تساوي $2.4\ KJ / C^{\circ}$ فان درجة حرارة المسعر ترتفع بمقدار $0.12\ C^{\circ}$ ، احسب التغير في الانثالبي لهذا التفاعل بوحدات الجول .

الجواب

حرارة المسعر q_p تساوي التغير في الانثالبي ΔH_r :

$\Delta H_r = q_p = C\ (J / C^{\circ}) \times \Delta T\ (C^{\circ})$

$\Delta H_r = 2.4\ (KJ / C^{\circ}) \times 0.12\ (C^{\circ})$

$\Delta H_r = 0.288\ (KJ)$

التفاعل باعث للحرارة لذا تكون قيمة ΔH_r سالبة

$\Delta H_r = -0.288\ (KJ)$

$\Delta H_r = -0.288 \times 1000$

$\Delta H_r = -288\ J$

سؤال (1 - 17) في الكتاب صفحة 60 — وزاري 2013 دور ثاني

اذا تم حرق عينة كتلتها 1.5 g من حامض الخليك CH_3COOH (الكتلة المولية للحامض 60 g / mol) بوجود كمية وافية من الاوكسجين ، وكان مسعر يحتوي على 750 g من الماء (الحرارة النوعية للماء $4.2\ J / g . C^{\circ}$) فاذا ارتفعت درجة حرارة المسعر ومحتوياته من $24\ C^{\circ}$ الى $28\ C^{\circ}$ ، احسب كمية الحرارة التي يمكن ان تنبعث نتيجة احتراق مول واحد من الحامض على فرض ان السعة الحرارية للمسعر مهملة .

الجواب

$\Delta T = T_f - T_i = 28\ C^{\circ} - 24\ C^{\circ} = 4\ C^{\circ}$

يمكن حساب كمية الحرارة حيث حرارة المسعر مهملة من العلاقة الاتية :

$q\ (J) = s\ (J / g . C^{\circ}) \times m\ (g) \times \Delta T\ (C^{\circ})$

$q_{\text{الماء}} = 4.2\ (J / g . C^{\circ}) \times 750\ (g) \times 4\ (C^{\circ})$

$q_{\text{الماء}} = 12600\ (J)$

حيث ان : حرارة الماء = − حرارة النموذج (حامض الخليك)

$q_{\text{النموذج (الحامض)}} = -\ q_{\text{الماء}}$

$q_{\text{النموذج (الحامض)}} = -12600\ (J)$

لإيجاد الحرارة المنبعثة من احتراق 1 mol من الحامض يجب حساب عدد المولات :

$$n\,(mol) = \frac{m\,(g)}{M\,(g/mol)} = \frac{1.5\ (g)}{60\ (g/mol)} = 0.025\ (mol)$$

ان الحرارة المنبعثة من احتراق 1 mol من حامض الخليك تساوي :

$$q_{(الحامض)}\,(J/mol) = \frac{q\,(J)}{n\,(mol)} = \frac{-12600\,(J)}{0.025\ (mol)} = -504000\ (J/mol)$$

بثبوت الضغط كمية الحرارة تمثل انثالبي التفاعل اي :

$$\Delta H_r = q_p = -504000\ (J/mol)$$

المعادلة الكيميائية الحرارية : هي معادلة كيميائية متوازنة تعبر عن التفاعلات الكيميائية والتغيرات الفيزيائية وتختلف كتابتها عن كتابة المعادلات الكيميائية الاخرى فهي تبين :

1 - قيمة واشارة انثالبي التفاعل .

2 - تبين الحالة الفيزيائية للمواد المتفاعلة والمواد الناتجة من التفاعل وتستخدم لهذا الغرض الحروف الآتية :
(S للحالة الصلبة ، l للحالة السائلة ، g للحالة الغازية ، aq للمحلول المائي)

3 - عند عكس المعادلة يجب تغيير اشارة (قلب اشارة) ΔH مع بقاء قيمتها .

$$H_2O_{(s)} \longrightarrow H_2O_{(l)} \qquad \Delta H = 6\ (KJ/mol)$$
$$H_2O_{(l)} \longrightarrow H_2O_{(s)} \qquad \Delta H = -6\ (KJ/mol)$$

4 - عند ضرب او قسمة طرفي المعادلة بمعامل عددي معين يجب ان تجري نفس العملية على قيمة الانثالبي .

$$H_2O_{(s)} \longrightarrow H_2O_{(l)} \qquad \Delta H = 6\ (KJ/mol)$$
$$2H_2O_{(s)} \longrightarrow 2H_2O_{(l)} \qquad \Delta H = 2 \times 6\ (KJ/mol) = 12\ (KJ/mol)$$

انثالبي التفاعل القياسي (ΔH_r°) : هي انثالبي التفاعل المقاسة عند ظروف قياسية درجة حرارة 25 C° وضغط 1 atm ، ويرمز لها ΔH_r° .

ملاحظة : تقاس انثالبي التفاعل القياسية (ΔH_r°) بوحدة KJ .

سؤال (1 - 18) في الكتاب صفحة 60

ما ذا تعني ظروف التفاعل القياسية في الكيمياء الحرارية وما هي اوجه الاختلاف عن الظروف القياسية (STP) التي تستخدم في الغازات .

الجواب

الظروف القياسية في الكيمياء الحرارية هي درجة حرارة $25\ C^\circ$ (298 K) وضغط 1 atm ،

أما الظروف القياسية (STP) في الغازات ، فهي درجة حرارة $0\ C^\circ$ (273 K) وضغط 1 atm

انواع الانثالبيات

1 - انثالبي التكوين القياسية (ΔH_f°) :

هي الحرارة واللازمة لتكوين مول واحد من اي مركب من عناصره الاساسية و بأثبت صورها في الظروف القياسية $25\ C^\circ$ وضغط 1 atm ويرمز لها ΔH_f° .

ملاحظات

1 - انثالبي التكوين القاسية للعناصر الحرة = (صفر) ، مثلاً $\Delta H_f^\circ\ (\ C_{(graphit)}\ ) = 0$

$\Delta H_f^\circ\ _{(Mg)} = 0$ ، $\Delta H_f^\circ\ (\ O_2\ ) = 0$ ، $\Delta H_f^\circ\ (\ N_2\ ) = 0$ ، $\Delta H_f^\circ\ (\ H_2\ ) = 0$ الخ ...

2 - بعض العناصر لها اكثر من صورة في الظروف القياسية ($25\ C^\circ$ وضغط 1 atm) مثلاً :

أ - الكبريت المعيني اكثر ثباتاً من الكبريت الموشوري .

ب - الكاربون كرافيت (graphite) اكثر ثباتاً من الكاربون ماس (diamond) .

ج - الفسفور الاحمر اكثر ثباتاً من الفسفور الابيض .

حيث ان الصورة الأكثر ثباتاً هي التي تكون انثالبيات التكوين القياسية لها في الظروف القياسية = صفر ، اي $\Delta H_f^\circ\ (\ C_{(graphite)}\ ) = 0\ KJ/mol$

ملاحظات

أ - إذا كان المتكون مول واحد من المادة من عناصرها الأساسية بأثبت صورها وفي الظروف القياسية فان :

انثالبي التفاعل القياسية = انثالبي التكوين القياسية

$$\Delta H_f^\circ = \Delta H_r^\circ$$

مثل : $H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(g)}$ $\Delta H_f^\circ (H_2O_{(g)}) = \Delta H_r^\circ = -242\ KJ/mol$

ب - أما إذا كان المتكون أكثر من مول واحد من المادة (من عناصرها الأساسية بأثبت صورها وفي الظروف القياسية) فـــان :

$$\Delta H_r^\circ = n\ \Delta H_f^\circ$$

$$\Delta H_f^\circ = \frac{\Delta H_r^\circ}{n}$$

حيث : ΔH_r° هي انثالبي التفاعل القياسية

ΔH_f° انثالبي التكوين القياسية وتقاس (KJ / mol)

n عدد مولات المادة الناتجة

تمرين (1 - 3) في الكتاب صفحة 34

اذا علمت ان حرارة التكوين القياسية لحامض الكبريتيك (H_2SO_4) تساوي (– 811 KJ / mol) .
اكتب المعادلة الكيميائية الحرارية للتفاعل بحيث تكون ΔH_r° مساوية الى $\Delta H_f^\circ (H_2SO_4)$.

معادلة التفاعل :

$$H_{2(g)} + S_{(rhombic)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow H_2SO_{4(l)}$$

$$\Delta H_f^\circ (H_2SO_{4(l)}) = \Delta H_r^\circ = -811\ (KJ/mol)$$

تمرين (1 - 4) في الكتاب صفحة 34

احسب انثالبي التفاعل القياسية ΔH_r° للتفاعل التالي اذا علمت ان انثالبي التكوين القياسية لفلوريد الهيدروجين (HF) تساوي $\Delta H_f^\circ (HF) = -271\ KJ/mol$ ،

$$H_{2(g)} + F_{2(g)} \rightarrow 2HF_{(g)}$$

الجواب

$$H_{2(g)} + F_{2(g)} \longrightarrow 2HF_{(g)}$$

$$\Delta H_r^\circ = n\ \Delta H_f^\circ$$

$$\Delta H_r^\circ = 2\ mol \times \Delta H_f^\circ (HF_{(g)})$$

$$\Delta H_r^\circ = 2\ \cancel{mol} \times (-271\ KJ/\cancel{mol})$$

$$\Delta H_r^\circ = -542\ (KJ)$$

تمرين (1 - 5) في الكتاب صفحة 34

احسب انثالبي التفاعل القياسية ΔH_r° للتفاعل الاتي : $4Al_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2Al_2O_{3(s)}$

اذا علمت ان حرارة التكوين القياسية لاوكسيد الالمنيوم $\Delta H_f^\circ (Al_2O_3) = -1670\ KJ/mol$ ،

الجواب

$$4Al_{(s)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2Al_2O_{3(s)}$$

$$\Delta H_r^\circ = n\ \Delta H_f^\circ$$

$$\Delta H_r^\circ = 2 \times \Delta H_f^\circ (Al_2O_{3(s)})$$

$$\Delta H_r^\circ = 2\ \cancel{mol} \times (-1670\ KJ/\cancel{mol})$$

$$\Delta H_r^\circ = -3340\ (KJ)$$

2 - انثالبي الاحتراق القياسية (ΔH_C°) : هي الحرارة المنبعثة من حرق مول واحد من اي مادة حرقاً تاماً مع كمية كافية من الاوكسجين عند الظروف القياسية $25\ C^\circ$ وضغط 1 atm ويرمز لها ΔH_C° .

ملاحظات

أ - إذا كان المحترق مول واحد من المادة فان :

انثالبي التفاعل القياسية = انثالبي الاحتراق القياسية

$$\Delta H_C^\circ = \Delta H_r^\circ$$

مثال : $\Delta H_C^\circ = \Delta H_r^\circ = -286\ (KJ / mol)$

$$H_{2\,(g)} + \frac{1}{2} O_{2\,(g)} \longrightarrow H_2O_{(g)}$$

ب - أما إذا كان المحترق أكثر من مول واحد فان :

$$\Delta H_r^\circ = n\ \Delta H_C^\circ$$

$$\Delta H_C^\circ = \frac{\Delta H_r^\circ}{n}$$

حيث : ΔH_r° هي انثالبي التفاعل القياسية

ΔH_C° انثالبي الاحتراق القياسية وتقاس (KJ / mol)

n عدد مولات المادة المحترقة

ملاحظات

1 - ان حرق المواد العضوية الشائعة ينتج عنها غاز ثنائي اوكسيد الكاربون والماء السائل والحرارة .
2 - حرق العناصر مع الأوكسجين يؤدي إلى تكوين اكاسيد .
3 - جميع تفاعلات الاحتراق باعثة للحرارة .
4 - لموازنة معادلة احتراق المركبات العضوية نبداء بموازنة الكاربون ثم الهيدروجين وأخيراً الاوكسجين

تمرين (1 - 6) في الكتاب صفحة 36

اكتب معادلة تفاعل احتراق غاز البروبان (C_3H_8)

اذا علمت ان $\Delta H_c^\circ \; (C_3H_8) = -2219 \; (KJ/mol)$

الجواب

$$C_3H_{8\,(g)} + 5O_{2\,(g)} \longrightarrow 3CO_{2\,(g)} + 4\,H_2O_{(l)}$$

$$\Delta H_r^\circ = \Delta H_c^\circ = -2219 \; (KJ/mol)$$

ملاحظات حول وحدة قياس الانثالبي

1 - وحدة قياس انثالبي التفاعل القياسية ΔH_r° اذا كان المتكون اكثر من مول هي (KJ)

مثال : $2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O \qquad \Delta H_r^\circ = -572\ KJ$

2 - تقاس انثالبي التفاعل القياسية ΔH_r° بوحدة (KJ / mol) اذا كان المتكون مول واحد من عناصره الاولية الاساسية .

مثال : $H_2 + \frac{1}{2} O_2 \longrightarrow H_2O \qquad \Delta H_r^\circ = -286 \; (KJ/mol)$

3 - تقاس انثالبي التفاعل القياسية ΔH_r° بوحدة (KJ / mol) اذا كان المحترق مول واحد من المادة .

مثال : $CO + \frac{1}{2} O_2 \longrightarrow CO_2 \qquad \Delta H_r^\circ = -283 \; (KJ/mol)$

4 - اذا كان المحترق اكثر من مول واحد من المادة فان وحدة قياس انثالبي التفاعل القياسية ΔH_r° هي (KJ) .

مثال : $2CO + O_2 \longrightarrow 2CO_2 \qquad \Delta H_r^\circ = -566 \; (KJ)$

سؤال (1 - 20) في الكتاب صفحة 60

وزري 2014 الدور الاول

احسب التغير في انثالبي التكوين القياسية $\Delta H_f^\circ\ (Al_2O_3)$ والتغير في انثالبي الاحتراق القياسية $\Delta H_C^\circ\ (Al)$ في التفاعل الاتي :

$$4Al_{(s)} + 3O_{2\,(g)} \rightarrow 2\,Al_2O_{3\,(s)} \qquad \Delta H_r^\circ = -\,3340\ KJ$$

الجواب

$$4Al_{(s)} + 3O_{2\,(g)} \longrightarrow 2Al_2O_{3\,(s)} \qquad \Delta H_r^\circ = -3340\ KJ$$

يمكن حساب انثالبي التكوين القياسية ΔH_f° لاوكسيد الألمنيوم (Al_2O_3) المتكون من عناصره الاساسية من انثالبي التفاعل القياسية ΔH_r° من العلاقة الاتية :

$$\Delta H_f^\circ = \frac{\Delta H_r^\circ}{n}$$

$$\Delta H_f^\circ{}_{(Al_2O_3)} = \frac{-3340\ (KJ)}{2\ (mol)} = -\ 1670\ (KJ / mol)$$

يمكن حساب انثالبي الاحتراق القياسي ΔH_C° للألمنيوم (Al) من العلاقة الآتية :

$$\Delta H_C^\circ = \frac{\Delta H_r^\circ}{n}$$

$$\Delta H_C^\circ{}_{(Al)} = \frac{-3340\ (KJ)}{4\ (mol)} = -\ 835\ (KJ / mol)$$

3 - انثالبي التغيرات الفيزيائية :

أ - انثالبي التبخر (ΔH_{vap})

هو التغير في المحتوى الحراري المصاحب لتحول مول واحد من المادة من الحالة السائلة الى الحالة الغازية .

$$H_2O_{(l)} \xrightarrow{\text{تبخر}} H_2O_{(g)} \qquad \Delta H_{vap} = +44\ KJ/mol$$

* عملية التبخر ماصة للحرارة لذا $\Delta H_{vap} = +$

ب - انثالبي التكثيف (ΔH_{cond})

هو التغير في المحتوى الحراري المصاحب لتحول مول واحد من المادة من الحالة الغازية الى الحالة السائلة .

$$H_2O_{(g)} \xrightarrow{\text{تكثيف}} H_2O_{(l)} \qquad \Delta H_{cond} = -44\ KJ/mol$$

* * عملية التكثيف باعثة للحرارة لذا $\Delta H_{cond} = -$

$$\Delta H_{vap} = -\Delta H_{cond}$$

ج - انثالبي الانصهار (ΔH_{fus})

هو التغير في المحتوى الحراري المصاحب لتحول مول واحد من المادة من الحالة الصلبة الى الحالة السائلة .

$$H_2O_{(s)} \xrightarrow{\text{انصهار}} H_2O_{(l)} \qquad \Delta H_{fus} = +6\ KJ/mol$$

* عملية الانصهار ماصة للحرارة لذا $\Delta H_{fus} = +$

د - انثالبي الانجماد (ΔH_{cryst})

هو التغير في المحتوى الحراري المصاحب لتحول مول واحد من المادة من الحالة السائلة الى الحالة الصلبة .

$$H_2O_{(l)} \xrightarrow{\text{انجماد}} H_2O_{(s)} \qquad \Delta H_{cryst} = -6\ KJ/mol$$

* * عملية الانجماد باعثة للحرارة لذا $\Delta H_{cryst} = -$

$$\Delta H_{fus} = -\Delta H_{cryst}$$

تمرين (1 - 7) في الكتاب صفحة 37

اذا علمت ان انثالبي الانصهار لحامض الخليك (CH_3COOH) الثلجي 5.11 KJ / mol . احسب انثالبي الانجماد لهذا الحامض

الجواب

$$CH_3COOH_{(s)} \xrightarrow{\text{انصهار}} CH_3COOH_{(l)} \qquad \Delta H_{fus} = 5.11 \ KJ / mol$$

عملية انجماد الحامض تكون عكس عملية الانصهاره

$$CH_3COOH_{(l)} \xrightarrow{\text{انجماد}} CH_3COOH_{(s)} \qquad \Delta H_{cryst} = ??$$

$$\Delta H_{cryst} = - \Delta H_{fus} = - 5.11 \ KJ / mol$$

طرائق حساب انثالبي التفاعل القياسية :

1 - طريقة استخدام قانون هيس :

نص قانون هيس

كمية الحرارة المنبعثة او الممتصة في اي تفاعل كيميائي هي قيمة ثابتة لا تعتمد على عدد الخطوات التي يتم سلوكها للوصول الى الناتج .

س / هناك العديد من المركبات الكيميائية لايمكن تصنيعها بشكل مباشر من عناصرها الاساسية ؟ علل ذلك .

الجواب / وذلك لاسباب عديدة منها ان التفاعل قد يسير ببطء شديد او تكون مركبات جانبية غير مرغوبة .

س / يتم الجوء الى قياس انثالبي التفاعل بطريقة غير مباشرة ؟ علل ذلك .

الجواب / لان هناك العديد من المركبات لايمكن تصنيعها بشكل مباشر .

ملاحظة

في مسائل قانون هيس تعطى معادلة مجهولة ، ومعادلات اخرى معلومة حيث يمكن حساب حرارة التفاعل للتفاعل المجهول من جمع او طرح المعادلات .

تمرين (1 - 8) في الكتاب صفحة 40

احسب انثالبي التكوين القياسية للاستيلين $C_2H_{2(g)}$ من عناصره الاساسية .

$\Delta H_f^\circ (C_2H_{2(g)}) = ?\ KJ/mol$ $\quad 2C_{(graphite)} + H_{2(g)} \rightarrow C_2H_{2(g)}$ اذا اعطيت

المعادلات الحرارية الاتية :

(1) $C_{(graphite)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} \quad \Delta H_r^\circ = -394\ KJ/mol$

(2) $H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)} \quad \Delta H_r^\circ = -286\ KJ/mol$

(3) $2C_2H_{2(g)} + 5O_{2(g)} \rightarrow 4CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} \quad \Delta H_r^\circ = -2599\ KJ/mol$

الجواب

المعادلة الرئيسية $\quad 2C_{(graphite)} + H_{2(g)} \longrightarrow C_2H_{2(g)} \quad \Delta H_f^\circ = ?$

نلاحظ في المعادلة الرئيسية تتفاعل 2 mol من $C_{(graphite)}$ لذا نضرب المعادلة (1) x 2 ،

بينما تبقى المعادلة (2) كما هي دون تغيير ، اما المعادلة (3) نعكسها ونقسمها على 2 .

1- $2C_{(graphite)} + 2O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} \quad \Delta H_r^\circ = 2 \times (-394) = -788\ (KJ/mol)$

2- $H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(l)} \quad \Delta H_r^\circ = -286\ (KJ/mol)$

3- $2CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow C_2H_{2(g)} + \frac{5}{2}O_{2(g)}$

$\Delta H_r^\circ = \frac{+2599}{2} = +1299.5\ (KJ/mol)$

$\Delta H_r^\circ = (-788\ KJ/mol) + (-286\ KJ/mol) + (1299.5\ KJ/mol)$

$\Delta H_r^\circ = 225.5\ (KJ/mol)$

المعادلة الرئيسية $\quad 2C_{(graphite)} + H_{2(g)} \rightarrow C_2H_{2(g)} \quad \Delta H_f^\circ = ?$

المتكون هو الاستلين ($C_2H_{2(g)}$) من عناصره الاولية ، و عدد مولاته 1 mol لذا :

$\Delta H_r^\circ = \Delta H_f^\circ (C_2H_2)$

$\Delta H_f^\circ (C_2H_2) = 225.5\ (KJ/mol)$

سؤال (1 - 21) في الكتاب صفحة 61

اكتب نص قانون هيس وفسر فائدته في الكيمياء الحرارية . من المعادلات الحرارية التالية عند درجة حرارة $25\ C^{\circ}$ وضغط 1 atm .

(1) $H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2HCl_{(g)} \quad \Delta H_r^{\circ} = -185\ KJ$

(2) $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(g)} \quad \Delta H_r^{\circ} = -484\ KJ$

احسب ΔH_r° للتفاعل الاتي :

$4HCl_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2Cl_{2(g)} + 2H_2O_{(g)} \quad \Delta H_r^{\circ} = ??\ KJ$

الجواب

نص قانون هيس : كمية الحرارة المنبعثة او الممتصة في اي تفاعل كيميائي هي قيمة ثابتة لا تعتمد على عدد الخطوات التي يتم سلوكها للوصول الى الناتج .

فائدة قانون هيس : تكمن في امكانية قياس انثالبي التفاعل التي لا يمكن قياسها بشكل مباشر لكون حدوثها غير ممكن بسبب بطئها او تكون نواتج جانبية .

المطلوب حساب ΔH_r° للتفاعل الأتي (المعادلة الرئيسية) :

$4HCl_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2Cl_{2(g)} + 2H_2O_{(g)} \qquad \Delta H_r^{\circ} = ??$

نعكس المعادلة (1) ونضربها x 2 . بينما المعادلة (2) تبقى كما هي .

$4HCl_{(g)} \longrightarrow 2H_{2(g)} + 2Cl_{2(g)} \qquad \Delta H_r^{\circ} = 2 \times (+185\ KJ) = +370\ (KJ)$

$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(g)} \qquad \Delta H_r^{\circ} = -484\ (KJ)$

$4HCl_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2Cl_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$

$\Delta H_r^{\circ} = 370\ (KJ) + [\ -484\ (KJ)\ ] = -114\ (KJ)$

سؤال (1 - 22) في الكتاب صفحة 61

اذا اعطيت المعادلات الحرارية التالية عند درجة حرارة $25\ C^{\circ}$ وضغط 1 atm .

(1) $\frac{1}{2} N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow NO_{2(g)} \quad \Delta H_r^{\circ} = 33\ KJ$

(2) $N_{2(g)} + 2O_{2(g)} \rightarrow N_2O_{4(g)} \quad \Delta H_r^{\circ} = 11\ KJ$

احسب ΔH_r° للتفاعل الاتي :

$$2NO_{2(g)} \rightarrow N_2O_{4(g)} \quad \Delta H_r^{\circ} = ?\ KJ$$

الجواب

المطلوب حساب ΔH_r° للتفاعل (المعادلة الرئيسية) الأتي :

$$2NO_{2(g)} \longrightarrow N_2O_{4(g)} \quad \Delta H_r^{\circ} = ??$$

في المعادلة الرئيسية نلاحظ تفاعل 2 mol من NO_2 لذا يجب عكس المعادلة (1) و نضربها 2 x . بينما تبقى المعادلة (2) كما هي .

$$2NO_{2(g)} \longrightarrow N_{2(g)} + 2O_{2(g)} \quad \Delta H_r^{\circ} = 2 \times (-33\ KJ) = -66\ (KJ)$$

$$N_{2(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow N_2O_{4(g)} \quad \Delta H_r^{\circ} = 11\ (KJ)$$

$$2NO_{2(g)} \longrightarrow N_2O_{4(g)}$$

$$\Delta H_r^{\circ} = -66\ (KJ) + 11\ (KJ) = -55\ (KJ)$$

رحلة التفوق في السادس
عطاء بلا حدود
A .M. Z

سؤال (1 - 23) في الكتاب صفحة 61

اذا كانت لديك المعادلات الحرارية التالية عند درجة $25\ C^{\circ}$ وضغط 1 atm .

(1) $FeO_{(s)} + H_{2(g)} \rightarrow Fe_{(s)} + H_2O_{(g)} \quad \Delta H_r^{\circ} = 25\ KJ$

(2) $3FeO_{(s)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow Fe_3O_{4(g)} \quad \Delta H_r^{\circ} = -318\ KJ$

(3) $H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(g)} \quad \Delta H_r^{\circ} = -242\ KJ$

احسب ΔH_r° للتفاعل الاتي :

$3Fe_{(s)} + 4H_2O_{(g)} \rightarrow Fe_3O_{4(s)} + 4H_{2(g)} \quad \Delta H_r^{\circ} = ?\ KJ$

الجواب

المطلوب حساب ΔH_r° للتفاعل الأتي (المعادلة الرئيسية) :

$$3Fe_{(s)} + 4H_2O_{(g)} \longrightarrow Fe_3O_{4(s)} + 4H_{2(g)} \quad \Delta H_r^{\circ} = ??$$

نلاحظ في المعادلة الرئيسية تفاعل 3 mol من Fe لذا نعكس المعادلة (1) ونضربها 3 x .

بينما تبقى المعادلة (2) كما هي . أما المعادلة (3) فنعكسها فقط .

$$3Fe_{(s)} + 3H_2O_{(g)} \longrightarrow 3FeO_{(s)} + 3H_{2(g)} \quad \Delta H_r^{\circ} = 3 \times (-25\ KJ) = -75\ (KJ)$$

$$3FeO_{(s)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \longrightarrow Fe_3O_{4(s)} \quad \Delta H_r^{\circ} = -318\ (KJ)$$

$$H_2O_{(g)} \longrightarrow H_{2(g)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} \quad \Delta H_r^{\circ} = +242\ (KJ)$$

$$3Fe_{(s)} + 4H_2O_{(g)} \longrightarrow Fe_3O_{4(s)} + 4H_{2(g)}$$

$$\Delta H_r^{\circ} = -75\ (KJ) + [-318\ (KJ)] + 242\ (KJ) = -151\ (KJ)$$

سؤال (1 - 35) في الكتاب صفحة 63

اذا علمت ان انثالبي احتراق كل من غاز CO ، H_2 ، CH_3OH بوحدات KJ / mol هي على التوالي (-284 ، -286 ، -727) احسب ΔH_r° باستخدام قانون هيس للتفاعل الاتي :

$$CO + 2H_2 \rightarrow CH_3OH$$

الجواب

معادلات الاحتراق :

(1) $CO + \frac{1}{2}O_2 \longrightarrow CO_2 \qquad \Delta H_c^\circ = -284\ (KJ/mol)$

(2) $H_2 + \frac{1}{2}O_2 \longrightarrow H_2O \qquad \Delta H_c^\circ = -286\ (KJ/mol)$

(3) $CH_3OH + \frac{3}{2}O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O \qquad \Delta H_c^\circ = -727\ (KJ/mol)$

المعادلة الرئيسية : $CO + 2H_2 \longrightarrow CH_3OH \qquad \Delta H_r^\circ = ??$

المعادلة (1) تبقى كما هي ، بينما المعادلة (2) تضرب x 2 ، اما المعادلة (3) فانها تقلب فقط

$CO + \frac{1}{2}O_2 \longrightarrow CO_2 \qquad \Delta H_r^\circ = -284\ (KJ/mol)$

$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O \qquad \Delta H_r^\circ = 2 \times (-286) = -572\ (KJ/mol)$

$CO_2 + 2H_2O \longrightarrow CH_3OH + \frac{3}{2}O_2 \qquad \Delta H_r^\circ = +727\ (KJ/mol)$

$$CO + 2H_2 \longrightarrow CH_3OH$$

$$\Delta H_r^\circ = (-284) + (-572) + 727 = -129\ KJ$$

2 - طريقة استخدام قيم انثالبي التكوين القياسية :

في هذه الطريقة يمكن ايجاد انثالبي التفاعل القياسية (ΔH_r°) من العلاقة الاتية :

$$\Delta H_r^\circ = \sum n\,\Delta H_f^\circ{}_{(P)} - \sum n\,\Delta H_f^\circ{}_{(R)}$$

حيث : ΔH_r° انثالبي التفاعل وتقاس (KJ)

$\Delta H_f^\circ{}_{(P)}$ انثالبي التكوين القياسية للنواتج وتقاس (KJ / mol)

$\Delta H_f^\circ{}_{(R)}$ انثالبي التكوين القياسية للمتفاعلات و تقاس (KJ / mol)

n عدد مولات المواد الناتجة والمتفاعلة في المعادلة الكيميائية الموزونة

$\sum$ مجموع

تمرين (1 - 9) في الكتاب صفحة 41

يحترق البنزين (C_6H_6) في الهواء ليعطي ثنائي اوكسيد الكاربون الغاز والماء السائل . احسب ΔH_r° لهذا التفاعل اذا علمت ان :

ΔH_f° ($C_6H_{6\,(g)}$) = 49 KJ / mol

ΔH_f° ($CO_{2\,(g)}$) = - 394 KJ / mol

ΔH_f° ($H_2O_{(l)}$) = -286 KJ / mol

الجواب

$$C_6H_{6\,(g)} + \frac{15}{2} O_{2\,(g)} \longrightarrow 6\,CO_{2\,(g)} + 3\,H_2O_{(l)}$$

$$\Delta H_r^\circ = \sum n\,\Delta H_f^\circ{}_{(P)} - \sum n\,\Delta H_f^\circ{}_{(R)}$$

$$\Delta H_r^\circ = [\,6 \times \Delta H_f^\circ{}_{(CO_2)} + 3 \times \Delta H_f^\circ{}_{(H_2O)}\,] - [\,\Delta H_f^\circ{}_{(C_6H_6)} + \frac{15}{2} \times \Delta H_f^\circ{}_{(O_2)}\,]$$

$$\Delta H_r^\circ = [\,6 \times (-394\ KJ/mol) + 3 \times (-286\ KJ/mol)\,] - [\,49\ KJ/mol + \frac{15}{2} \times 0\,]$$

$$\Delta H_r^\circ = [\,(-2364\ KJ/mol) + (-858\ KJ/mol)\,] - [\,49\ KJ/mol\,]$$

$$\Delta H_r^\circ = -3222\ KJ/mol - 49\ KJ/mol$$

$$\Delta H_r^\circ = -3271\ (KJ/mol)$$

سؤال (1 - 19) في الكتاب صفحة 60

في مسعر حراري وضع 2.6 g من الاستيلين C_2H_2 (M = 26 g / mol) فوجد ان كمية الحرارة المنبعثة من الاحتراق تساوي 130 KJ . احسب انثالبية التكوين القياسية للاستيلين اذا علمت ان :

$\Delta H_f^\circ (CO_2) = - 393.5 \ KJ / mol$, $\Delta H_f^\circ (H_2O) = - 286 \ KJ / mol$

الجواب

$$n_{C_2H_2} (mol) = \frac{2.6}{26} = 0.1 \ mol$$

(لان الحرارة منبعثة تكون قيمة q سالبة)

$$q = - 130 \ KJ$$

$$\Delta H_r^\circ (KJ / mol) = q_p (KJ / mol) = \frac{q \ KJ}{n \ mol}$$

$$\Delta H_r^\circ = \frac{-130}{0.1} = - 1300 (KJ / mol)$$

معادلة احتراق الاستلين

$$C_2H_2 + \frac{5}{2} O_2 \longrightarrow 2CO_2 + H_2O$$

$$\Delta H_r^\circ = \sum n \Delta H_f^\circ{}_{(P)} - \sum n \Delta H_f^\circ{}_{(R)}$$

$$\Delta H_r^\circ = [2 \times \Delta H_f^\circ{}_{(CO_2)} + \Delta H_f^\circ{}_{(H_2O)}] - [\Delta H_f^\circ{}_{(C_2H_2)} + \frac{5}{2} \Delta H_f^\circ{}_{(O_2)}]$$

$$- 1300 = [2 \times (- 393.5) + (- 286)] - [\Delta H_f^\circ{}_{(C_2H_2)} + 0]$$

$$- 1300 = [- 787 - 286] - \Delta H_f^\circ{}_{(C_2H_2)}$$

$$- 1300 = - 1073 - \Delta H_f^\circ{}_{(C_2H_2)}$$

$$\Delta H_f^\circ{}_{(C_2H_2)} = - 1073 + 1300$$

$$\Delta H_f^\circ{}_{(C_2H_2)} = 227 (KJ / mol)$$

سؤال (1 - 25) في الكتاب صفحة 62

احسب ΔH_r° للتفاعل التالي عند درجة حرارة $25\ C^{\circ}$ وضغط 1 atm .

$$2NH_{3\,(g)} + 3O_{2\,(g)} + 2CH_{4\,(g)} \rightarrow 2HCN_{(l)} + 6H_2O_{(g)}$$

اذا اعطيت المعلومات الاتية :

$\Delta H_f^{\circ}\ (NH_3) = -46\ KJ/mol$, $\Delta H_f^{\circ}\ (CH_4) = -75\ KJ/mol$

$\Delta H_f^{\circ}\ (HCN) = 135\ KJ/mol$, $\Delta H_f^{\circ}\ (H_2O) = -242\ KJ/mol$

الجواب

يمكن حساب ΔH_r° للتفاعل الاتي من قيم ΔH_f° :

$$2NH_{3\,(g)} + 3O_{2\,(g)} + 2CH_{4\,(g)} \rightarrow 2HCN_{(l)} + 6H_2O_{(g)}$$

$$\Delta H_r^{\circ} = \sum n\,\Delta H_f^{\circ}{}_{(P)} - \sum n\,\Delta H_f^{\circ}{}_{(R)}$$

$$\Delta H_r^{\circ} = [\,2 \times \Delta H_f^{\circ}{}_{(HCN)} + 6 \times \Delta H_f^{\circ}{}_{(H_2O)}\,] - [\,2 \times \Delta H_f^{\circ}{}_{(NH_3)} + 3 \times \Delta H_f^{\circ}{}_{(O_2)} + 2 \times \Delta H_f^{\circ}{}_{(CH_4)}\,]$$

$$\Delta H_r^{\circ} = [\,2 \times 135\,(KJ/mol) + 6 \times (-242)(KJ/mol)\,] - [\,2 \times (-46)(KJ/mol) + 3 \times (0\ KJ/mol) + 2 \times (-75)(KJ/mol)\,]$$

$$\Delta H_r^{\circ} = [\,270\,(KJ/mol) + (-1452)(KJ/mol)\,] - [\,(-92)(KJ/mol) + 0 + (-150)(KJ/mol)\,]$$

$$\Delta H_r^{\circ} = [\,270\,(KJ/mol) - 1452\,(KJ/mol)\,] - [\,(-92)(KJ/mol) - 150\,(KJ/mol)\,]$$

$$\Delta H_r^{\circ} = [\,-1182\,(KJ/mol)\,] - [\,-242\,(KJ/mol)\,] = -1182\,(KJ/mol) + 242\,(KJ/mol)$$

$$\Delta H_r^{\circ} = -940\,(KJ/mol)$$

سؤال (1 - 26) في الكتاب صفحة 62

احسب انثالبي التكوين القياسية للمركب HPO_3 اذا اعطيت المعلومات الاتية :

$$P_4O_{10\,(s)} + 4HNO_{3\,(l)} \rightarrow 4HPO_{3\,(l)} + 2N_2O_{5\,(g)} \qquad \Delta H_r^\circ = -180\ (KJ)$$

ΔH_f° للمركبات الاتية:

$$\Delta H_f^\circ\ (P_4O_{10}) = -2984\ KJ/mol \quad , \quad \Delta H_f^\circ\ (HNO_3) = -174\ KJ/mol$$

$$\Delta H_f^\circ\ (N_2O_5) = -43\ KJ/mol$$

الجواب

$$P_4O_{10\,(s)} + 4HNO_{3\,(l)} \rightarrow 4HPO_{3\,(l)} + 2N_2O_{5\,(g)} \qquad \Delta H_r^\circ = -180\ (KJ)$$

$$\Delta H_r^\circ = \sum n\,\Delta H_f^\circ{}_{(P)} - \sum n\,\Delta H_f^\circ{}_{(R)}$$

$$\Delta H_r^\circ = [4 \times \Delta H_f^\circ{}_{(HPO_3)} + 2 \times \Delta H_f^\circ{}_{(N_2O_5)}] - [\Delta H_f^\circ{}_{(P_4O_{10})} + 4 \times \Delta H_f^\circ{}_{(HNO_3)}]$$

$$-180 = [4 \times \Delta H_f^\circ{}_{(HPO_3)} + 2 \times (-43)\,(KJ/mol)] - [(-2984)\,(KJ/mol) + 4 \times (-174)\,(KJ/mol)]$$

$$-180 = [4 \times \Delta H_f^\circ{}_{(HPO_3)} + (-86)\,(KJ/mol)] - [(-2984)\,(KJ/mol) + (-696)\,(KJ/mol)]$$

$$-180 = [4 \times \Delta H_f^\circ{}_{(HPO_3)} - 86\ (KJ/mol)] - [(-2984)\,(KJ/mol) - 696\ (KJ/mol)]$$

$$-180 = [4 \times \Delta H_f^\circ{}_{(HPO_3)} - 86\ (KJ/mol)] - [(-3680)\,(KJ/mol)]$$

$$-180 = 4 \times \Delta H_f^\circ{}_{(HPO_3)} - 86\ (KJ/mol) + 3680\ (KJ/mol)$$

$$-180 = 4 \times \Delta H_f^\circ{}_{(HPO_3)} + 3594\ (KJ/mol)$$

$$4 \times \Delta H_f^\circ{}_{(HPO_3)} = -180 - 3594\ (KJ/mol) = -3774\ (KJ/mol)$$

$$\Delta H_f^\circ{}_{(HPO_3)} = \frac{-3774\ (KJ/mol)}{4}$$

$$\Delta H_f^\circ{}_{(HPO_3)} = -943.5\ (KJ/mol)$$

ملاحظة

ان حرارة (انثالبي) التفكك القياسية للمادة تكون مساوية الى حرارة التكوين القياسية لنفس المادة بعكس الاشارة اي :

حرارة التفكك القياسية = - ΔH_f°

((سؤال وزاري (2013) الدور الاول))

س٤ / أ / احسب انثالبية التكوين القياسية ΔH_f° لغاز CO اذا علمت ان حرارة تفكك CO_2 هي $+394$ KJ / mol وان حرارة التفاعل الاتي

$$CO + \frac{1}{2} O_2 \longrightarrow CO_2 \qquad \Delta H_r^\circ = -283 \ KJ/mol$$

الجــواب

$$CO + \frac{1}{2} O_2 \longrightarrow CO_2 \qquad \Delta H_r^\circ = -283 \ KJ/mol$$

$\Delta H_{f\,(CO_2)}^\circ = -$ حرارة التفكك القياسية لـ CO_2

$$\Delta H_{f\,(CO_2)}^\circ = -394 \ (KJ/mol)$$

$$\Delta H_r^\circ = \sum n \Delta H_{f\,(P)}^\circ - \sum n \Delta H_{f\,(R)}^\circ$$

$$\Delta H_r^\circ = [\Delta H_{f\,(CO_2)}^\circ] - [\Delta H_{f\,(CO)}^\circ + \frac{1}{2} \times \Delta H_{f\,(O_2)}^\circ]$$

$$-283 \ KJ/mol = [-394 \ KJ/mol] - [\Delta H_{f\,(CO)}^\circ + \frac{1}{2} \times 0 \ KJ/mol]$$

$$-283 \ KJ/mol = -394 \ KJ/mol - \Delta H_{f\,(CO)}^\circ$$

$$\Delta H_{f\,(CO)}^\circ = -394 \ KJ/mol + 283 \ KJ/mol$$

$$\Delta H_{f\,(CO)}^\circ = -111 \ (KJ/mol)$$

العمليات التلقائية :

العملية التلقائية هي عملية فيزيائية او كيميائية يمكن ان تحدث من تلقاء نفسها عند ظروف معينة دون تاثير اي عامل خارجي .

التفاعل التلقائي هو تفاعل يحدث من تلقاء نفسه عند ظروف معينة من درجة حرارة او ضغط او تركيز .

س / أعطِ امثلة لعمليات فيزيائية و كيميائية تكون تلقائية .

الجواب

1 – سقوط الماء من الشلال .

2 – انتقال الحرارة من الجسم الحار الى الجسم البارد .

3 – ذوبان قطعة السكر تلقائيا في كوب القهوة .

4 – انجماد الماء تلقائيا تحت الصفر المئوي (0 C°) .

5 – صداء الحديد بوجود الرطوبة تلقائيا .

6 – تمدد الغاز تلقائيا في الاناء المفرغ .

س / الانثالبي (ΔH) لا تستطيع تحديد تلقائية التفاعل او التحول ؟ علل .

الجواب لان هنالك تفاعلات او تحولات ماصة للحرارة مع ذلك تكون تلقائية كما ان هنالك تفاعلات باعثة للحرارة ولكنها غير تلقائية .

سؤال (1 - 28) في الكتاب صفحة 62 ماذا نعني بالعملية التلقائية . وضح ذلك ثم اعط مثالين لكل من العمليات التلقائية وغير التلقائية .

الجواب

العملية التلقائية : هي أي عملية فيزيائية أو كيميائية يمكن أن تحدث من تلقاء نفسها عند ظروف معينة دون تأثير من أي عامل خارجي .

أمثلة على العمليات التلقائية : ((سقوط الماء من أعلى الشلال و ذوبان ملح الطعام في الماء))

امثلة على العمليات الغير التلقائية : ((صعود الماء إلى أعلى الشلال و تجمع السكر إلى شكله الابتدائي))

سؤال (1 - 29) في الكتاب صفحة 62

اي من العمليات التالية تلقائية وايها غير تلقائية :

أ) ذوبان ملح الطعام في الماء .
ب) تسلق قمة ايفرست .
ج) انتشار رائحة العطر في الغرفة بعد رفع غطاء قنينة العطر .
د) فصل الهيليوم و النيون من مزيج من الغازات .

الجواب

أ) عملية تلقائية .
ب) عملية غير تلقائية .
ج) عملية تلقائية .
د) عملية غير تلقائية .

الانتروبي : هي دالة حالة ثرموديناميكية تمثل صفة اللا أنتظام (العشوائية) في المجموعة ويرمز لها (S) .

س / لا يمكن ان تقاس القيمة المطلقة للانتروبي ؟ علل .

الجواب **لأنها دالة حالة تعتمد على الحالة الابتدائية والحالة النهائية ، لذلك يقاس التغير الحاصل في الانتروبي .**

ملاحظة الانتروبية تتناسب طرديا مع العشوائية وعكسيا مع الانتظام .

التغير في الانتروبي (ΔS) :

$$\Delta S = S_f - S_i$$

حيث S_f الانتروبي النهائي

S_i الانتروبي الابتدائي

ملاحظة

ان جميع التفاعلات الكيميائية و التحولات الفيزيائية التلقائية يصاحبها زيادة في قيمة الانتروبي (زيادة في العشوائية اللا أنتظام) ، مثلا يذوب كلوريد الامونيوم في الماء تلقائيا .

$$NH_4Cl_{(s)} \longrightarrow NH_4^+{}_{(aq)} + Cl^-{}_{(aq)}$$

حيث يصاحب عملية الذوبان هذه تكوّن ايونات في المحلول المائي والتي تكون اقل انتظاماً من جزيئات كلوريد الامونيوم الصلب ($NH_4Cl_{(s)}$) .

س / أعطِ امثلة لعمليات فيزيائية و تفاعلات كيميائية يرافقها زيادة في الانتروبي (العشوائية) .

الجواب :

1 – ذوبان المواد الصلبة في السائل ، مثل ذوبان كلوريد الامونيوم الصلب في الماء .

2 – تبخر السائل ، مثل تبخر الماء .

3 – انصهار المادة الصلبة ، مثل انصهار الثلج .

((ان جميع العمليات اعلاه يكون فيها [$S_f > S_i$] اي تكون ($\Delta S = +$) .

س / تقود عملية الانصهار الى زيادة في الانتروبي (العشوائية) ؟ علل .

الجواب: لان الذرات او الجزيئات عند الانصهار تبداء بالحركة خارج الشبكة البلورية بينما كانت محصورة في مواقع ثابتة في الحالة الصلبة وبالتالي تزداد عشوائيتها اي تزداد الانتروبية .

س / تقود عملية التبخر الى زيادة في الانتروبي (العشوائية) ؟ علل .

الجواب: لان الجزيئات في الحالة السائلة تكون في حالة تجاذب قوي ومنتظمة بنظام هيكلي وعند التبخير فانها تتحرك خارج النظام الهيكلي للماء مما يزيد من عشوائيتها .

س / انتروبي التبخر اكبر من انتروبي الانصهار ؟ علل .

الجواب: لان الجزيئات او الذرات في حالة التبخر (الطور الغازي) تنتشر بشكل عشوائي لملئ فراغات الحيز الذي تتواجد فيه .

س / املاء الفراغات : عند اذابة مادة صلبة ايونية مثل كلوريد الصوديوم فان الزيادة بالانتروبي تحصل نتيجة عاملين هما .... و ....

الجواب

أ – عملية تكوين المحلول (خلط المذاب مع المذيب) .

ب – تفكك المركب الصلب الى ايونات .

س / التسخين يزيد الانتروبي ؟ علل .

الجواب

لان التسخين يقود الى :

أ – زيادة الحركات الانتقالية للجزيئات .

ب – زيادة الحركات الدورانية والاهتزازية .

ج – زيادة انواع الطاقات المرتبطة جميعها بالحركة الجزيئية .

ملاحظة

تُرتب الانتروبية للعمليات بالشكل الاتي : $\Delta S_{(s)} < \Delta S_{(l)} < \Delta S_{(g)}$

ملاحظة

العمليات التي يصاحبها زيادة في الانتروبي تكون $\Delta S > 0$ اي $\Delta S = +$

بينما العمليات التي يصاحبها نقصان في الانتروبي تكون $\Delta S < 0$ اي $\Delta S = -$

سؤال (1 - 30) في الكتاب صفحة 63

عرف الانتروبي . ما هي وحدات الانتروبي حسب نظام الدولي للوحدات (SI) .

الجواب

الانتروبي : هي دالة حالة ثرموديناميكية تمثل صفة اللا أنتظام (العشوائية) في المجموعة ويرمز لها (S) .

وحدة قياس الانتروبي : J / K.mol

ملاحظات

1 - تزداد الانتروبية بتحول المادة :
من صلب الى سائل ، او من صلب الى غاز ، او من سائل الى غاز ، حيث تكون $\Delta S = +$.
بينما تقل الانتروبية بتحول المادة : من غاز الى سائل او من سائل الى صلب ، حيث $\Delta S = -$

2 - تزداد الانتروبية عند ذوبان المواد الصلبة في الماء (كالاملاح) $NaCl_{(s)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$
حيث تكون $\Delta S = +$

3 - تزداد الانتروبية بزيادة عـــدد المولات بثبوت الحالة الفيزيائية للمادة

$$2NH_{3(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 3H_{2(g)}$$

٢ مول ← → ٤ مول

زيادة الانتروبى $\Delta S = +$

نقصان الانتروبى $\Delta S = -$

4 - اذا تساوت عدد مولات المواد المتفاعلة والناتجة وفي نفس الحالة الفيزيائية فان الانتروبية تزداد بزيادة عدد مواد المتفاعلات او النواتج

$$2HCl_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + Cl_{2(g)}$$

٢ مول ← → ٢ مول

زيادة الانتروبى $\Delta S = +$

نقصان الانتروبى $\Delta S = -$

5 - تزداد الانتروبية بالتسخين $\Delta S = +$ حيث تزداد الطاقة الحركية للجزيئات بزيادة درجة الحرارة فتؤدي الى حالة لا انتظام (عشوائية) اكبر للجزيئات .
بينما تقل الانتروبية بالتبريد $\Delta S = -$.

6 - تزداد الانتروبية عند خفض الضغط المسلط على غاز في اناء مغلق بثبوت درجة الحرارة $\Delta S = +$.
وتقل الانتروبية بزيادة الضغط المسلط $\Delta S = -$

7 - تتناقص الانتروبية للغازات عند ذوبانها في المذيبات ، بينما تزداد انتروبية المواد الصلبة والسائلة عند ذوبانها في المذيبات

$$CO_{2(g)} + H_2O \longrightarrow H_2CO_{3(l)}$$

نقصان الانتروبى $\Delta S = -$

8 - التفاعل الذي ينتج عنه غاز من (السائل) او (الصلب) يكون مصحوب بزيادة الانتروبية

$$CaCO_{3(s)} \longrightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

$\Delta S = +$

رحلة التفوق في السادس @

تمرين (1 - 10) في الكتاب صفحة 47

كيف تتغير انتروبي النظام للعمليات الاتية :

(أ) تكثف بخار الماء . (ب) تكوّن بلورات السكر من محلوله فوق المشبع .
(ج) تسخين غاز H_2 من $20\ C^{\circ}$ الى $80\ C^{\circ}$. (د) تسامي اليود الصلب .

الجواب

أ- التكثيف تحول بخار الماء الى سائل يقلل من عشوائية النظام اي يؤدي الى نقصان في الانتروبية .

ب - تكون بلورات السكر من محلول فوق المشبع : يقلل من عشوائية النظام اي يؤدي الى نقصان في الانتروبية .

ج - تسخين غاز H_2 يزيد عشوائية النظام مما يؤدي الى زيادة في الانتروبي .

د - تسامي اليود الصلب اي تحوله من الطلور الصلب الى الطور الغازي يزيد من عشوائية النظام وبالتالي يزيد من الانتروبي .

حساب الانتروبي القياسية للتفاعلات الكيميائية :

يمكن ايجاد التغير في الانتروبي القياسي (ΔS_r°) من انتروبي النواتج والمتفاعلات القياسية (S°)

باستخدام العلاقة الاتية :

$$\Delta S_r^{\circ} = \sum n S^{\circ}_{(P)} - \sum n S^{\circ}_{(R)}$$

حيث ΔS_r° التغير في الانتروبي القياسية للتفاعل وتقاس (J / K.mol)

$\sum$ تعني مجموع

n عدد مولات المواد المتفاعلة والناتجة (من المعادلة الكيميائية الموزونة)

$S^{\circ}_{(P)}$ انتروبي النواتج القاسية وتقاس (J / K.mol)

$S^{\circ}_{(R)}$ انتروبي المتفاعلات القاسية وتقاس (J / K.mol)

ملاحظة

الانتروبي القياسي للعناصر الحرة والغازات لا يساوي صفر ، ($S^{\circ} \neq 0$ للعناصر الحرة او الغازات)

تمرين (1 - 11) في الكتاب صفحة 48

احسب التغير في الانتروبي المطلقة ΔS_r° للتفاعل التالي عند الظروف القياسية $25\ C^\circ$ وضغط 1 atm
اذا علمت ان : $4Fe_{(s)} + 3O_{2\,(g)} \rightarrow 2Fe_2O_{3\,(s)}$

$S^\circ(Fe) = 27\ J/K.mol$ ، $S^\circ(O_2) = 205\ J/K.mol$ ، $S^\circ(Fe_2O_3) = 87\ J/K.mol$

الجواب

$$4Fe_{(s)} + 3O_{2\,(g)} \rightarrow 2Fe_2O_{3\,(s)}$$

$$\Delta S_r^\circ = \sum n S^\circ_{(P)} - \sum n S^\circ_{(R)}$$

$$\Delta S_r^\circ = [2 \times S^\circ_{(Fe_2O_3)}] - [4 \times S^\circ_{(Fe)} + 3 \times S^\circ_{(O_2)}]$$

$$\Delta S_r^\circ = [2 \times 87\ J/K.mol] - [(4 \times 27\ J/K.mol) + (3 \times 205\ J/K.mol)]$$

$$\Delta S_r^\circ = [174\ J/K.mol] - [108\ J/K.mol + 615\ J/K.mol]$$

$$\Delta S_r^\circ = 174\ J/K.mol - 723\ J/K.mol$$

$$\Delta S_r^\circ = -549\ (J/K.mol)$$

سؤال (1 - 27) في الكتاب صفحة 62

احسب ΔS_r° للتفاعل الاتي عند درجة حرارة $25\ C^\circ$ وضغط 1 atm .

$N_{2\,(g)} + 3H_{2\,(l)} \rightarrow 2NH_{3\,(g)}$

اذا علمت ان :

$S^\circ(NH_3) = 193\ J/K.mol$ ، $S^\circ(N_2) = 192\ J/K.mol$ ، $S^\circ(H_2) = 131\ J/K.mol$

الجواب

$$N_{2\,(g)} + 3H_{2\,(g)} \longrightarrow 2NH_{3\,(g)}$$

$$\Delta S_r^\circ = \sum n S^\circ_{(P)} - \sum n S^\circ_{(R)}$$

$$\Delta S_r^\circ = [2 \times S^\circ_{(NH_3)}] - [S^\circ_{(N_2)} + 3 \times S^\circ_{(H_2)}]$$

$$\Delta S_r^\circ = [2 \times 193\ (J/K.mol)] - [192\ (J/K.mol) + 3 \times 131\ (J/K.mol)]$$

$$\Delta S_r^\circ = [386\ (J/K.mol)] - [192\ (J/K.mol) + 393\ (J/K.mol)]$$

$$\Delta S_r^\circ = 386\ (J/K.mol) - 585\ (J/K.mol) = -199\ (J/K.mol)$$

سؤال (1 - 32) في الكتاب صفحة 63

احسب ΔS_r° للتفاعل الاتي عند درجة حرارة $25\ C^\circ$ وضغط 1 atm .

$$SiH_{4\,(g)} + 2O_{2\,(g)} \rightarrow SiO_{2\,(g)} + 2H_2O_{(l)}$$

اذا اعطيت المعلومات الاتية :
$S^\circ(O_2) = 205\ J/K.mol$ ، $S^\circ(SiH_4) = 206\ J/K.mol$
$S^\circ(H_2O) = 70\ J/K.mol$ ، $S^\circ(SiO_2) = 42\ J/K.mol$

الجواب

$$SiH_{4\,(g)} + 2O_{2\,(g)} \longrightarrow SiO_{2\,(s)} + 2H_2O_{(l)}$$

$$\Delta S_r^\circ = \sum n S^\circ_{(P)} - \sum n S^\circ_{(R)}$$

$$\Delta S_r^\circ = [\ S^\circ_{(SiO_2)} + 2 \times S^\circ_{(H_2O)}\ ] - [\ S^\circ_{(SiH_4)} + 2 \times S^\circ_{(O_2)}\ ]$$

$$\Delta S_r^\circ = [\ 42\ (J/K.mol) + 2 \times 70\ (J/K.mol)\ ] - [\ 206\ (J/K.mol) + 2 \times 205\ (J/K.mol)\ ]$$

$$\Delta S_r^\circ = [\ 42\ (J/K.mol) + 140\ (J/K.mol)\ ] - [\ 206\ (J/K.mol) + 410\ (J/K.mol)\ ]$$

$$\Delta S_r^\circ = 182\ (J/K.mol) - 616\ (J/K.mol)$$

$$\Delta S_r^\circ = -434\ (J/K.mol)$$

سؤال (1 - 33) في الكتاب صفحة 63

اذا علمت ان قيمة ΔS°_r للتفاعل التالي تساوي 137 J / K.mol عند درجة حرارة 25 C° وضغط 1 atm ، وان قيم $S^\circ(O_2) = 205$ J / K.mol ، فما قيمة S° للاوزون O_3 .

$$2O_{3\,(g)} \rightarrow 3O_{2\,(g)}$$

الجواب

$$2O_{3\,(g)} \longrightarrow 3O_{2\,(g)}$$

$$\Delta S^\circ_r = \sum n S^\circ_{(P)} - \sum n S^\circ_{(R)}$$

$$\Delta S^\circ_r = [\ 3 \times S^\circ_{(O_2)}\ ] - [\ 2 \times S^\circ_{(O_3)}\ ]$$

$$137\ (J/K.mol) = [\ 3 \times 205\ (J/K.mol)\ ] - [\ 2 \times S^\circ_{(O_3)}\ ]$$

$$137\ (J/K.mol) = 615\ (J/K.mol) - 2 \times S^\circ_{(O_3)}$$

$$2 \times S^\circ_{(O_3)} = 615\ (J/K.mol) - 137\ (J/K.mol) = 478\ (J/K.mol)$$

$$S^\circ_{(O_3)} = \frac{478\ (J/K.mol)}{2}$$

$$S^\circ_{(O_3)} = 239\ (J/K.mol)$$

طاقة كبس الحرة :

هي دالة حالة ثرمو ديناميكية تبين تلقائية العمليات الفيزيائية او الكيميائية وتمثل الطاقة العظمى التي يمكن الحصول عليها من قياس التغير في الانثالبـــي والانـتروبي .

طاقة كبس الحرة بثبوت الضغط ودرجة الحرارة $\Delta G = \Delta H - T\,\Delta S$

حيث ΔG طاقة كبس (التغير في طاقة كبس الحرة) وتقاس بوحدة (KJ / mol)

ΔH انثالبي التفاعل

ΔS انتروبي التفاعل

T درجة الحرارة تقاس بـ (K)

ملاحظة

طاقة كبس الحرة (ΔG) تحدد تلقائية التفاعل كالاتي :

1- اذا كانت $\Delta G < 0$ اي ($\Delta G = -$) فان التفاعل الكيميائي او التغير الفيزيائي يجري بشكل تلقائي .

2- اذا كانت $\Delta G > 0$ اي ($\Delta G = +$) فان التفاعل الكيميائي او التغير الفيزيائي غير تلقائي .

3- اذا كانت $\Delta G = 0$ فان التفاعل الكيميائي او التغير الفيزيائي في حالة اتزان .

طاقة كبس الحرة القياسية للتفاعل :

هي التغير في الطاقة الحرة للتفاعل عندما يجري التفاعل تحت الظروف القياسية درجة حرارة 25 C° و ضغط 1 atm ويرمز لها بالرمز (ΔG°_r) .

يمكن ايجاد قيمة طاقة كبس الحرة القياسية للتفاعل (ΔG°_r) من قيم الطاقات الحرة القياسية للتكوين (ΔG°_f) باستخدام العلاقة الاتية :

$$\Delta G_r^\circ = \sum n\, \Delta G_f^\circ{}_{(P)} - \sum n\, \Delta G_f^\circ{}_{(R)}$$

حيث ΔG_r° الطاقة الحرة القياسية للتفاعل وتقاس (KJ / mol)

$\sum$ تعني مجموع

n عدد مولات المواد المتفاعلة والناتجة (من المعادلة الكيميائية الموزونة)

$\Delta G_f^\circ{}_{(P)}$ الطاقة الحرة القياسية للتكوين للنواتج و تقاس (KJ / mol)

$\Delta G_f^\circ{}_{(R)}$ الطاقة الحرة القياسية للتكوين للمتفاعلات و تقاس (KJ / mol)

الطاقة الحرة القياسية للتكوين :

هي مقدار التغير في الطاقة الحرة عند تكوين مول واحد من المركب من عناصره الاولية وباثبت صورة في الظروف القياسية درجة حرارة $25\ C^{\circ}$ و ضغط 1 atm ويرمز لها بالرمز (ΔG°_{f}) .

ملاحظة

قيم الطاقة الحرة القياسية للتكوين للعناصر الحرة باثبت صورة وبعض الغازات = صفر ($\Delta G^{\circ}_{f} = 0$ للعناصر الحرة و بعض الغازات في الظروف القاسية)

ملاحظة

اذا كان المتكـــــون من عناصره الاولية الاساسية باثبت صورها وفي الظروف القياسية فيمكن ايجاد الطاقة الحرة القياسية للتفاعل ΔG°_{r} من العلاقة الاتية :

$$\Delta G^{\circ}_{r} = n \times \Delta G^{\circ}_{f}$$

حيث الـ n عدد مولات المادة الناتجة

تمرين (1 - 12) في الكتاب صفحة 51

جد قيمة ΔG°_{r} للتفاعل التالي عند الظروف القياسية $25\ C^{\circ}$ وضغط 1 atm . بين هل التفاعل يحدث تلقائياً ام لا يحدث ؟ $2NO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2NO_{2(g)}$ اذا علمت ان :

$\Delta G^{\circ}_{f}(NO) = 87\ KJ/mol$ ، $\Delta G^{\circ}_{f}(NO_2) = 52\ KJ/mol$

الجواب

$$2NO_{(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2NO_{2(g)}$$

$$\Delta G^{\circ}_{r} = \sum n\,\Delta G^{\circ}_{f\,(P)} - \sum n\,\Delta G^{\circ}_{f\,(R)}$$

$$\Delta G^{\circ}_{r} = [\ 2 \times \Delta G^{\circ}_{f\,(NO_2)}\ ] - [\ (\ 2 \times \Delta G^{\circ}_{f\,(NO)}\ ) + \Delta G^{\circ}_{f\,(O_2)}\ ]$$

$$\Delta G^{\circ}_{r} = [\ 2 \times 52\ KJ/mol\ ] - [\ (\ 2 \times 87\ KJ/mol\ ) + 0\ KJ/mol\ ]$$

$$\Delta G^{\circ}_{r} = 104\ KJ/mol - 174\ KJ/mol$$

$$\Delta G^{\circ}_{r} = -70\ (KJ/mol)$$

التفاعل يحدث بشكل تلقائي لان قيمة ΔG°_{r} سالبة

ملاحظة

يمكن ايجاد الطاقة الحرة القياسية للتفاعل ΔG_r° من علاقة كبس اذا تم قياس ΔH_r° و ΔS_r° للتفاعل عند الظروف القياسية (درجة حرارة $25\ C^\circ$ و ضغط 1 atm) بالصورة الاتية :

$$\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T\,\Delta S_r^\circ$$

حيث ΔG_r° الطاقة الحرة القياسية للتفاعل وتقاس بوحدة (KJ / mol)

ΔH_r° انثالبي التفاعل القياسي

ΔS_r° انتروبي التفاعل القياسية

T درجة الحرارة المطلقة تقاس بـ (K)

تمرين (1 - 13) في الكتاب صفحة 53

احسب ΔG_r° للتفاعل التالي عند الظروف القياسية $25\ C^\circ$ وضغط 1 atm .

$$C_5H_{12\,(l)} + 8O_{2\,(g)} \rightarrow 5CO_{2\,(g)} + 6H_2O_{(l)}$$

حيث تم حساب ΔH_r° للتفاعل من قيم انثالبي التكوين القياسية وكانت تساوي $\Delta H_r^\circ = -3536\ KJ / mol$

وكذلك تم حساب ΔS_r° وكانت تساوي $\Delta S_r^\circ = 374\ J / K.mol$.

الجواب

نحول وحدة الانتروبي من (J /K.mol) الى (KJ / K.mol) :

$$\Delta S_r^\circ = \frac{374}{1000}$$

$$\Delta S_r^\circ = 0.374\ (KJ / K.mol)$$

$$T (K) = t (C^\circ) + 273$$

$$T = 25 + 273 = 298\ K$$

$$\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T\,\Delta S_r^\circ$$

$$\Delta G_r^\circ = -3536\ KJ/ mol - 298\ \cancel{K} \times 0.374\ KJ/ \cancel{K}. mol$$

$$\Delta G_r^\circ = -3536\ KJ/ mol - 111.45\ KJ/ mol$$

$$\Delta G_r^\circ = -3647.45\ (KJ / mol)$$

تمرين (1 - 14) في الكتاب صفحة 53

اذا كان لدينا التفاعل الاتي : $HCOOH_{(l)} \rightarrow CO_{(g)} + H_2O_{(l)}$ فاذا كانت قيمة ΔH_r° للتفاعل تساوي 16 KJ / mol والتغير في الانتروبي ΔS_r° يساوي 234 J / K.mol . احسب قيمـــة التغير في الطاقة الحرة القياسية للتفاعل عند الظروف القياسية $25\ C^\circ$ وضغط 1 atm . وهل التفاعل تلقائي ام لا ؟

الجواب

نحول وحدة الانتروبي من (J / K.mol) الى (KJ / K.mol) :

$$\Delta S_r^\circ = \frac{234}{1000} = 0.234 \ (KJ / K.mol)$$

$$T(K) = t(C^\circ) + 273$$

$$T = 25 + 273 = 298\ K$$

$$\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T\Delta S_r^\circ$$

$$\Delta G_r^\circ = 16\ KJ/mol - 298\ \cancel{K} \times 0.234\ KJ/\cancel{K}.mol$$

$$\Delta G_r^\circ = 16\ KJ/mol - 69.73\ KJ/mol$$

$$\Delta G_r^\circ = -53.73\ (KJ/mol)$$

التفاعل تلقائـي لان قيمة ΔG_r° سالبـة

سؤال (1 - 15) في الكتاب صفحة 60

جد قيمة ΔG_r° للتفاعل $2CO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)}$ الذي يجري بالظروف القياسية اذا اعطيت المعلومات الاتية : $\Delta H_f^\circ (CO_2) = -393.5$ KJ/mol ، $\Delta H_f^\circ (CO) = -110.5$ KJ/mol
$S^\circ (CO_2) = 214$ J/K.mol ، $S^\circ (CO) = 198$ J/K.mo ، $S^\circ (O_2) = 205$ J/K.mol

الجواب

$$\Delta H_r^\circ = \sum n \Delta H_f^\circ{}_{(P)} - \sum n \Delta H_f^\circ{}_{(R)}$$

$$\Delta H_r^\circ = [\, 2 \times \Delta H_f^\circ{}_{(CO_2)} \,] - [\, 2 \times \Delta H_f^\circ{}_{(CO)} + \Delta H_f^\circ{}_{(O_2)} \,]$$

$$\Delta H_r^\circ = [\, 2 \times (-393.5) \,] - [\, 2 \times (-110.5) + 0 \,]$$

$$\Delta H_r^\circ = -787 + 221$$

$$\Delta H_r^\circ = -566 \text{ KJ}$$

$$\Delta S_r^\circ = \sum n S^\circ{}_{(P)} - \sum n S^\circ{}_{(R)}$$

$$\Delta S_r^\circ = [\, 2 \times S^\circ{}_{(CO_2)} \,] - [\, 2 \times S^\circ{}_{(CO)} + S^\circ{}_{(O_2)} \,]$$

$$\Delta S_r^\circ = [\, 2 \times 214 \,] - [\, 2 \times 198 + 205 \,]$$

$$\Delta S_r^\circ = [\, 428 \,] - [\, 396 + 205 \,]$$

$$\Delta S_r^\circ = 428 - 601 = -173 \text{ (J/K.mol)}$$

$$\Delta S_r^\circ = \frac{-173}{1000} = -0.173 \text{ (KJ/K.mol)}$$

(نحول وحدة ΔS_r° من (J/K.mol) الى (KJ/K.mol))

$$T(K) = t(C^\circ) + 273$$

$$T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

$$\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T\Delta S_r^\circ$$

$$\Delta G_r^\circ = -566 - [\, 298 \times (-0.173) \,]$$

$$\Delta G_r^\circ = -566 + 51.55$$

$$\Delta G_r^\circ = -514.4 \text{ KJ}$$

سؤال (1 - 31) في الكتاب صفحة 63

للتفاعل $2H_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \rightarrow 2H_2O_{(g)}$ احسب قيمة ΔS_r° للتفاعل بوحدات J/K.mol علماً بان :

$\Delta H_f^\circ\,(H_2O) = -242$ KJ/mol ، $\Delta G_f^\circ\,(H_2O) = -228$ KJ/mol

الجواب

$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$$

$$T(K) = t(C^\circ) + 273$$
$$T = 25 + 273 = 298\ K$$

$$\Delta H_r^\circ = n\ \Delta H_f^\circ{}_{(H_2O)}$$
$$\Delta H_r^\circ = 2\,(-242)$$
$$\Delta H_r^\circ = -484\ KJ$$

$$\Delta G_r^\circ = n\ \Delta G_f^\circ{}_{(H_2O)}$$
$$\Delta G_r^\circ = 2\,(-228)$$
$$\Delta G_r^\circ = -456\ KJ$$

$$\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T\,\Delta S_r^\circ$$

$$-456 = -484 - 298\ \Delta S_r^\circ$$
$$-456 + 484 = -298\ \Delta S_r^\circ \quad \Rightarrow \quad 28 = -298\ \Delta S_r^\circ$$

$$\Delta S_r^\circ = \frac{-28}{298} = -0.094\ (KJ/K.mol)$$

$$\Delta S_r^\circ = -0.094 \times 1000 = -94\ (J/K.mol)$$

رحلة التفوق في السادس
عطاءٌ بلا حدود
A .M. Z

تطبيقات معادلة كبس واتجاه سير التفاعل الكيميائي

العوامل التي تؤثر على إشارة ΔG في علاقة كبس $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$:

1 – اذا كانت $\Delta H = -$ و $\Delta S = +$ فان قيمة $\Delta G = -$

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

ΔH = (–) ، $T\Delta S$ = (+) ← (–) – (+) = (–)

ΔG = (–) (–) = (–)

التفاعل تلقائي في جميع درجات الحرارة

((لا تاثير لدرجة الحرارة على تلقائية التفاعل))

---

2 – اذا كانت $\Delta H = +$ و $\Delta S = -$ فان قيمة $\Delta G = +$

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

ΔH = (+) ، $T\Delta S$ = (–) ← (+) – (–) = (+)

ΔG = (+) (+) = (+)

التفاعل غير تلقائي في جميع درجات الحرارة

((لا تاثير لدرجة الحرارة على تلقائية التفاعل))

---

3 – اذا كانت $\Delta H = +$ و $\Delta S = +$ هنالك احتمالين لقيمة ΔG :

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

ΔH = (+) ، $T\Delta S$ = (+) ← (+) – (+) = (–)

اكبر

ΔG = (+) (–) = (+)

أ – اذا كانت $\Delta H > T\Delta S$ يكون التفاعل غير تلقائي ($\Delta G = +$) [عند درجات الحرارة المنخفضة]

ب – اذا كانت $\Delta H < T\Delta S$ يكون التفاعل تلقائي ($\Delta G = -$) [عند درجات الحرارة العالية]

(اي برفع درجة الحرارة يتحول التفاعل الى تلقائي)

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

(+) - (+)

(−)

اكبر

$\Delta G =$ (+) (−) = (−)

---

4 – اذا كانت $\Delta H = -$ و $\Delta S = -$ هنالك احتمالين لقيمة ΔG :

أ – اذا كانت $\Delta H > T\Delta S$ يكون التفاعل تلقائي ($\Delta G = -$) [عند درجات الحرارة المنخفضة]

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

(−) - (−)

(+)

اكبر

$\Delta G =$ (−) (+) = (−)

ب – اذا كانت $\Delta H < T\Delta S$ يكون التفاعل غير تلقائي ($\Delta G = +$) [عند درجات الحرارة العالية]

(اي برفع درجة الحرارة يتحول التفاعل الى غير تلقائي)

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

(−) - (−)

(+)

اكبر

$\Delta G =$ (−) (+) = (+)

سؤال (1 – 38) علل ما يأتي على ضوء علاقة كبس

وزاري 2013 (الدور الثالث) ،،
وزاري 2014 الدور الثاني / الخاص

1 – عملية انصهار الجليد تلقائية بالظروف الاعتيادية ؟

الجواب

العملية تلقائية $\Delta G = -$

العملية ماصة للحرارة $\Delta H = +$

يرافق العملية زيادة في الانتروبية $\Delta S = +$

$$\Delta G = \Delta H - T\,\Delta S$$

$$\Delta G = (+) - (+) \rightarrow (-)$$

$$\Delta G = (+)\ (-)$$

لكي يكون التفاعل تلقائي على ضوء علاقة كبس (اي تكون ΔG سالبة) ، يجب ان يكون

$$T\,\Delta S^{-} > \Delta H^{+}$$

وزاري 2013 الدور الاول
وزاري 2014 الدور الثالث

2 – لا يتحلل الماء الى عناصره الاولية بالظروف الاعتيادية ؟

الجواب

العملية غير تلقائية $\Delta G = +$

العملية ماصة للحرارة $\Delta H = +$

يرافق العملية زيادة في الانتروبية $\Delta S = +$

$$\Delta G = \Delta H - T\,\Delta S$$

$$\Delta G = (+) - (+) \rightarrow (-)$$

$$\Delta G = (+)\ (-)$$

رحلة التفوق في السادس @

لكي يكون التفاعل غير تلقائي على ضوء علاقة كبس (اي تكون ΔG موجبة) ، يجب ان يكون

$$\Delta H^{+} > T\,\Delta S^{-}$$

3 – يذوب غاز ثنائي اوكسيد الكبريت في الماء تلقائياً ويبعث حرارة اثناء عملية ذوبانه ؟

الجواب

العملية تلقائية $\Delta G = -$

العملية باعثة للحرارة $\Delta H = -$

يرافق العملية نقصان في الانتروبية $\Delta S = -$

$$\Delta G = \Delta H - T\,\Delta S$$

$$\Delta G = (-) - (-)$$

$$-(-) = (+)$$

$$\Delta G = (-)\ (+)$$

لكي يكون التفاعل تلقائي على ضوء علاقة كبس (اي تكون ΔG سالبة) ، يجب ان يكون

$$\Delta H^{-} > T\,\Delta S^{+}$$

---

4 – لا تتفكك كاربونات الكالسيوم بدرجات الحرارة الاعتيادية ؟

الجواب

العملية غير تلقائية $\Delta G = +$

العملية ماصة للحرارة $\Delta H = +$

يرافق العملية زيادة في الانتروبية $\Delta S = +$

$$\Delta G = \Delta H - T\,\Delta S$$

$$\Delta G = (+) - (+)$$

$$-(+) = (-)$$

$$\Delta G = (+)\ (-)$$

لكي يكون التفاعل غير تلقائي على ضوء علاقة كبس (اي تكون ΔG موجبة) ، يجب ان يكون

$$\Delta H^{+} > T\,\Delta S^{-}$$

5 – تفكك اوكسيد الزئبق II يكون تلقائي دائماً عند درجات الحرارة العالية ؟

الجواب

العملية تلقائية $\Delta G = -$

العملية ماصة للحرارة $\Delta H = +$

يرافق العملية زيادة في الانتروبية $\Delta S = +$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta G = (+) - (+)$$

$$\Delta G = (+) \; (-)$$

لكي يكون التفاعل تلقائي على ضوء علاقة كبس (اي تكون ΔG سالبة) ، يجب ان يكون

$$T\,\Delta S^{-} > \Delta H^{+}$$

تمهيدي 2014

ذوبان ملح الطعام في الماء عملية تلقائية وهي ماصة للحرارة ، علل ذلك في ضوء علاقة كَبس ؟

الجواب

العملية تلقائية $\Delta G = -$

العملية ماصة للحرارة $\Delta H = +$

يرافق العملية زيادة في الانتروبي $\Delta S = +$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta G = (+) - (+)$$

$$\Delta G = (+) \; (-)$$

لكي يكون التفاعل تلقائي على ضوء علاقة كَبس (اي تكون ΔG سالبة) ، يجب ان يكون

$$T\,\Delta S^{-} > \Delta H^{+}$$

وزاري 2014 الدور الاول

عملية انجماد الماء غير تلقائية في الظروف الاعتيادية ، وضح ذلك وفق علاقة كَبس ؟

الجواب /

العملية غير تلقائية $\Delta G = +$

العملية باعثة للحرارة $\Delta H = -$

يرافق العملية نقصان في الانتروبي $\Delta S = -$

$$\Delta G = \Delta H - T\,\Delta S$$

$$\Delta G = (-) - (-)$$

$$-(-) = (+)$$

$$\Delta G = (-)\ (+)$$

لكي يكون التغيير غير تلقائي على ضوء علاقة كَبس (اي تكون ΔG موجبة) ، يجب ان يكون

$$T\,\Delta S^{+} > \Delta H^{-}$$

سؤال (1 - 24) في الكتاب صفحة 61

تتفكك كاربونات الكالسيوم حسب المعادلة الاتية : $CaCO_{3\,(s)} \rightarrow CaO_{(s)} + CO_{2\,(g)}$ قيمة ΔS_r° للتفاعل 160 J/K.mol فاذا علمت ان ΔH_f° لكل من CO_2 ، CaO ، $CaCO_3$ هي على التوالي بوحدات KJ/mol (-393.5 , -635 , -1207) جد : (1) ΔH_r° للتفاعل ثم ارسم مخطط الطاقة . (2) ΔG_r° للتفاعل . (3) درجة الحرارة التي سيصبح عندها التفاعل تلقائي .

الجواب

(1) حساب ΔH_r° :

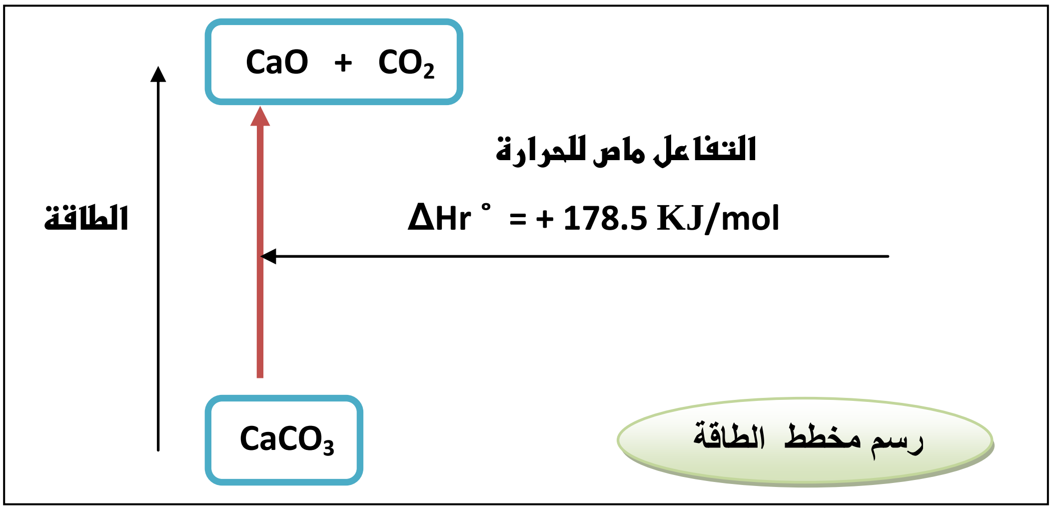
$$\Delta H_r^\circ = \sum n\,\Delta H_f^\circ{}_{(P)} - \sum n\,\Delta H_f^\circ{}_{(R)}$$

$$\Delta H_r^\circ = [\,\Delta H_f^\circ{}_{(CaO)} + \Delta H_f^\circ{}_{(CO_2)}\,] - [\,\Delta H_f^\circ{}_{(CaCO_3)}\,]$$

$$\Delta H_r^\circ = [\,-635 + (-393.5)\,] - [\,-1207\,]$$

$$\Delta H_r^\circ = -1028.5 + 1207$$

$$\Delta H_r^\circ = 178.5\ KJ$$



(2) حساب ΔG_r° :

(نحول وحدة ΔS_r° من (J/K.mol) الى (KJ/K.mol))

$$\Delta S_r^\circ = \frac{160}{1000} = 0.16\ (KJ/K.mol)$$

$$T(K) = t(C^\circ) + 273$$
$$T = 25 + 273 = 298\ K$$

$$\Delta G_r^\circ = \Delta H_r^\circ - T\,\Delta S_r^\circ$$

$$\Delta G_r^\circ = 178.5 - (298 \times 0.16)$$

$$\Delta G_r^\circ = 178.5 - 47.68$$

$$\Delta G_r^\circ = 130.82\ KJ$$

(3) ايجاد درجة الحرارة (T) التي يصبح عندها التفاعل تلقائي :

$$\Delta G_r^{\circ} = \Delta H_r^{\circ} - T\,\Delta S_r^{\circ}$$

$$\Delta G_r^{\circ} = (+) - (+)$$

$$(-)$$

$$\Delta G_r^{\circ} = (+)\ (-)$$

لكي يكون التفاعل تلقائي على ضوء علاقة كبس (اي تكون ΔG_r° سالبة) ، يجب ان يكون

$$T\ \Delta S_r^{\circ} > \Delta H_r^{\circ}$$

$$T * 0.16 > 178.5$$

$$T > \frac{178.5}{0.16}$$

$$T > 1115.6\ K$$

لكي يكون التفاعل تلقائي يجب ان تكون T اكبر من 1115.6

سؤال (1 - 36) في الكتاب صفحة 63

جد درجة الحرارة التي ستصبح عندها التفاعلات التالية تلقائية اذا علمت ان قيم ΔH و ΔS لها .

التفاعل : A / ΔH = + 126 KJ/mol , ΔS = + 48 J/K.mol

التفاعل : B / ΔH = - 12 KJ/mol , ΔS = - 105 J/K.mol

الجواب

التفاعل (A)

نحول وحدة قياس ΔS_r الى KJ / K.mol :

$$\Delta S = \frac{+48}{1000} = +0.048 \ (KJ / K.mol)$$

ΔH = + 126 (KJ / mol)

ΔS = + 0.048 (KJ / K. mol)

ايجاد درجة الحرارة (T) التي يصبح عندها التفاعل تلقائي :

ΔG = ΔH - T ΔS

ΔG = (+) − (+)

(−)

ΔG = (+) (−)

لكي يكون التفاعل تلقائي على ضوء علاقة كبس (اي تكون ΔG سالبة) ، يجب ان يكون

$T \Delta S > \Delta H$

$T * 0.048 > 126$

$$T > \frac{126}{0.048}$$

$T > 2625 \ K$

لكي يكون التفاعل تلقائي يجب ان تكون درجة الحرارة T اكبر من 2625 K .

التفاعل (B)

نحول وحدة قياس ΔS_r الى KJ / K.mol :

$$\Delta S = \frac{-105}{1000} = -0.105 \ (KJ / K.mol)$$

$\Delta H = -12 \ (KJ / mol)$

$\Delta S = -0.105 \ (KJ / K.mol)$

ايجاد درجة الحرارة (T) التي يصبح عندها التفاعل تلقائي :

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

ΔG = (−) − (−)

(+)

ΔG = (−) (+)

لكي يكون التفاعل تلقائي على ضوء علاقة كبس (اي تكون ΔG سالبة) ، يجب ان يكون

$\Delta H > T\Delta S$

$-12 > T * (-0.105)$

$\frac{-12}{-0.105} > T$

$114.3 > T$

$T < 114.3 \ K$

لكي يكون التفاعل تلقائي يجب ان تكون درجة الحرارة T اقل من 114.3 K .

سؤال (1 - 37) في الكتاب صفحة 63

من قيم ΔH و ΔS ، تنبأ بأي التفاعلين التاليين يكون التفاعل تلقائياً عند درجة حرارة 25 C° وضغط 1atm .

التفاعل A : / ΔH = 11 KJ/mol , ΔS = 30 J/K.mol

التفاعل B : / ΔH = 2 KJ/mol , ΔS = 113 J/K.mol

اذا لم يكن كل من التفاعلين تلقائياً عند درجة حرارة 25 C° وضغط 1atm ، فباي درجة حرارة قد يكونا تلقائيين

الجواب التفاعل (A)

$T(K) = t(C°) + 273 = 25 + 273 = 298\ K$

نحول وحدة قياس ΔS_r الى KJ / K.mol :

$$\Delta S_r = \frac{30}{1000} = 0.03\ (KJ / K.mol)$$

$\Delta G_r = \Delta H_r - T\Delta S_r$

$\Delta G_r = 11 - (298 \times 0.03) = 11 - 8.94$

$\Delta G_r = +2.06\ (KJ / mol)$ التفاعل غير تلقائي لان قيمة ΔG_r موجبة

التفاعل (A) غير تلقائي ، نحسب درجة الحرارة التي يصبح عندها التفاعل تلقائياً

$\Delta H = +11\ (KJ / mol)$

$\Delta S = +0.03\ (KJ / K.mol)$

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

$\Delta G = (+) - (+)$ → (-)

$\Delta G = (+)\ (-)$

لكي يكون التفاعل تلقائي على ضوء علاقة كبس (اي تكون ΔG سالبة) ، يجب ان يكون

$T\Delta S > \Delta H$

$T * 0.03 > 11$

$$T > \frac{11}{0.03}$$

$T > 366.7\ K$

لكي يكون التفاعل تلقائي يجب ان تكون درجة الحرارة T اكبر من 366.7 K .

التفاعل (B)

نحول وحدة قياس ΔS_r الى KJ / K.mol :

$$\Delta S_r = \frac{113}{1000} = 0.113 \ (KJ / K.mol)$$

$$\Delta G_r = \Delta H_r - T\,\Delta S_r$$

$$\Delta G_r = 2 - (298 \times 0.113) = 2 - 33.67$$

$$\Delta G_r = -31.67 \ (KJ / mol)$$

التفاعل تلقائي لان قيمة ΔG_r سالبة

حساب انتروبي التغيرات الفيزيائية :

تتحول المادة من حالتها الصلبة الى حالتها السائلة بدرجة حرارة تسمى درجـــة حرارة الانصهار (T_m) ، وتتحول من المادة من حالتها السائلة الى حالتها الغازية (البخار) عند درجة حرارة تسمى درجة الغليان (T_b) ان درجة الانصهار (T_m) ودرجة الغليان (T_b) هما درجتان حراريتان يحدث عندهما اتـــزان بين ضغط بخار الماء الصلب او السائل مع الضغط الجوي ، وعند هذه الدرجـــات (اي عند الاتـــزان) تكون قيمة الـ ΔG صفر ($\Delta G = 0$) ، لذا تصبح علاقة كبس :

$$\Delta G = \Delta H - T\,\Delta S$$

$$0 = \Delta H_{tr} - T_{tr}\,\Delta S_{tr}$$

$$\Delta S_{tr} = \frac{\Delta H_{tr}}{T_{tr}}$$

حيث tr تعني انتقال

* في عملية الانصهار تكون العلاقة بالشكل الاتي :

$$\Delta S_{fus} = \frac{\Delta H_{fus}}{T_m}$$

حيث ΔS_{fus} انتروبي الانصهار

ΔH_{fus} انثالبي الانصهار

T_m درجة حرارة الانصهار وتقاس بالكلفن (K)

* و في عملية التبخر تكون العلاقة بالشكل الاتي :

$$\Delta S_{vap} = \frac{\Delta H_{vap}}{T_b}$$

حيث ΔS_{vap} انتروبي التبخر

ΔH_{vap} انثالبي التبخر

T_b درجة حرارة التبخر (درجة الغليان) وتقاس بالكلفن (K)

علاقة تروتن : لاحظ العالم تروتن ان قيمة انتروبي التبخر (ΔS_{vap}) لاغلب السوائل عند درجة غليانها تساوي (85 J / K.mol) لذا تصبح العلاقة بالصورة الاتية :

$$85 \ J / K.mol = \frac{\Delta H_{vap}}{T_b}$$

هذه العلاقة تسمى معادلة تروتن التي تستخدم لحساب انثالبي التبخر للسوائل من معرفة درجة حرارة غليانها

تمرين (1 - 15) في الكتاب صفحة 55 — وزاري 2013 د2 + 2014 د 1

احسب التغير في الانتروبي للتحول الاتي : $H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)}$ $\Delta H_{vap} = 44$ KJ/mol عند درجة غليان الماء 100 C° .

الجواب

$$H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)}$$

$T(K) = t(C^\circ) + 273$

$T = 100 + 273 = 373 \ K$

$$\Delta S_{vap} = \frac{\Delta H_{vap}}{T_b} = \frac{44 \ (KJ/mol)}{373 \ K}$$

$\Delta S_{vap} = 0.118 \ (KJ / K.mol)$

$\Delta S_{vap} = 0.118 \times 1000 = 118 \ (J / K.mol)$

$\Delta S_{vap} = 118 \ (J / K.mol)$

الاتزان الكيميائي

الاتزان الكيميائي : هي حالة اتزان ديناميكي (حركي) وليست حالة اتزان استاتيكي (ساكن) تصل إليها اغلب التفاعلات الانعكاسية عندما تصبح معدل سرعة التفاعل بكلا الاتجاهين متساوية فتكون تراكيز المواد الناتجة و المتفاعلة عندها ثابتة دون تغيير ، مالم يحدث اي تغيير على الظروف التي يتم عندها التفاعل ، لذا يبدو التفاعل في تلك الحالة قد توقف .

تنقسم التفاعلات الكيميائية من حيث الاتجاه الى :

1- تفاعلات غير انعكاسية (تامه) :

هي تفاعلات يتم فيها عند ظروف معينه استهلاك تام لأحد أو جميع المواد المتفاعلة ولا يكون للمواد الناتجة عند ظروف التفاعل نفسها القدرة على ان تتفاعل لتكوين المواد التي تكونت منها .

مثال : $AgNO_3 + NaCl \longrightarrow AgCl + NaNO_3$

2- تفاعلات انعكاسية (غير تامه) :

هي تفاعلات غير تامه تحدث باتجاهين متعاكسين حيث يتم فيها تحول المواد المتفاعلة الى نواتج في بداية التفاعل ويكون للمواد الناتجة المقدرة على ان تتفاعل مع بعضها لتكوين المواد التي تكونت منها مرة اخرة .

مثال : $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2\,HI$

أنواع التفاعلات من حيث أطوارها

التفاعلات الانعكاسية المتجانسة :

هي التفاعلات التي تكون فيها جميع المواد المتفاعلة و الناتجة في طور واحد .

((اي جميعها غازات او سوائل او صلبة)) .

امثلة :

$$N_{2\,(g)} + 3H_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2\,NH_{3\,(g)}$$

$$CH_3COOH_{\,(l)} + C_2H_5OH_{\,(l)} \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_{5\,(l)} + H_2O_{\,(l)}$$

التفاعلات الانعكاسية غير المتجانسة :

هي التفاعلات التي تكون فيها المواد المتفاعلة و الناتجة في اكثر من طور واحد .

امثلة :

$$CaCO_{3\,(S)} \rightleftharpoons CaO_{\,(S)} + CO_{2\,(g)}$$

$$Hg_{\,(l)} + \frac{1}{2}O_{2\,(g)} \rightleftharpoons HgO_{\,(S)}$$

التفاعلات الانعكاسية وحالة الاتزان

التفاعلات الانعكاسية تحدث باتجاهين متعاكسين بظروف التفاعل نفسها ، حيث في بداية التفاعل يتجه التفاعل نحو الامام اي يتجه من المتفاعلات نحو النواتج ويسمى التفاعل الامامي بسرعة مقدارها (R_f) حيث يكون سريعاً لتكوين النواتج ، بمرور الوقت وعند زيادة تركيز النواتج وعند ظروف التفاعل نفسها تبدء النواتج بالتفاعل مع بعضها لتكوين المواد المتفاعلة اي يتجه التفاعل نحو الخلف (من النواتج نحو المتفاعلات) بسرعة مقدارها (R_b) ويسمى التفاعل العكسي (الخلفي) . ويستمر كلا التفاعلين بالاتجاهين المتعاكسين (الامامي والعكسي) حتى يصل التفاعل الى حالة معينة تكون عندها سرعة التفاعل الامامي (R_f) مساوية الى سرعة التفاعل الخلفي (R_b) اي ($R_f = R_b$) وهذه الحالة تدعى حالة الاتزان الكيميائي

ملاحظة

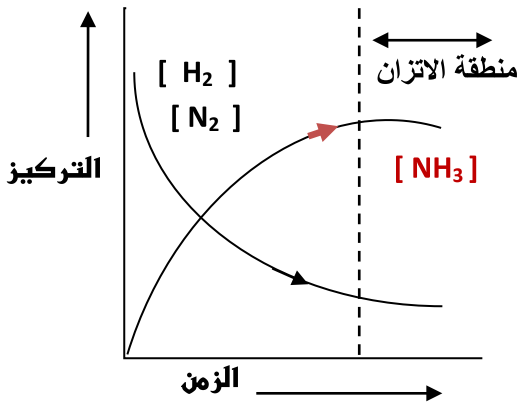
ان التفاعل الانعكاسي المتزن يكون فيه :

- معدل سرعة التفاعل الامامي = معدل سرعة التفاعل العكسي (اي $R_f = R_b$) .
- عند الاتزان تكون تراكيز المواد الناتجة والمتفاعلة ثابتة دون تغير ، مالم يحدث تغيير على الظروف التي يتم عندها التفاعل .

س / ارسم مخطط يوضح وصول التفاعل الاتي الى حالة الاتزان .

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$$

الجواب



وزاري 2013 الدور الثاني (علل) :

تتوقف بعض التفاعلات تماما بينما تظهر تفاعلات اخرى وكأنها متوقفة ؟

الجواب /

التفاعلات التي تتوقف هي تفاعلات تامة لأنه يحدث استهلاك تام لأحد المواد المتفاعلة أو لجميعها ، اما التي تظهر وكأنها متوقفة فهي التفاعلات الانعكاسية التي تكون مستمرة باتجاهين وصلت الى حالة اتزان واصبحت التراكيز ثابتة .

حالة الاتزان وقانون فعل الكتلة

يطلق على العلاقة التي تربط بين سرعة التفاعل الكيميائي وتراكيز المواد قانون فعل الكتلة .

قانون فعل الكتلة :

عند ثبوت درجة الحرارة فان سرعة التفاعل الكيميائي في اي اتجاه كان تتناسب طردياً مع التراكيز المولارية للمواد المتفاعلة كلاً منها مرفوع الى اس يمثل عدد مولات تلك المادة في المعادلة الكيميائية الموزونة .

مثلاً التفاعل الغازي

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \underset{K_b}{\overset{K_f}{\rightleftharpoons}} 2HI_{(g)}$$

حيث : K_f ثابت سرعة التفاعل الامامي

K_b ثابت سرعة التفاعل الخلفي

يمكن التعبير عن سرعة التفاعل الامامي R_f وسرعة التفاعل الخلفي R_b رياضياً وحسب قانون فعل الكتلة للتفاعل اعلاه :

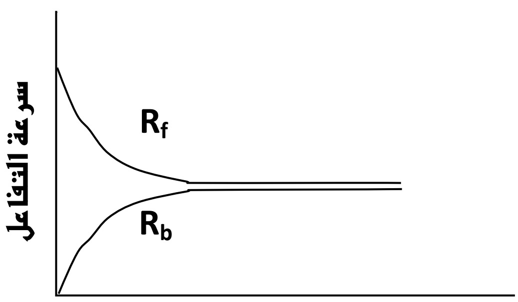
سرعة التفاعل الامامي $R_f = K_f [H_2][I_2]$

سرعة التفاعل الخلفي $R_b = K_b [HI]^2$

س / ارسم مخطط يبين سرعة الوصول الى حالة الاتزان للتفاعل الاتي :

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \underset{R_b}{\overset{R_f}{\rightleftharpoons}} 2HI_{(g)}$$

الجواب



((عند الاتزان $R_f = R_b$))

ثابت الاتزان K_{eq} :

هو حاصل ضرب التراكيز المولارية للمواد الناتجة عند حالة الاتزان مقسوماً على حاصل ضرب التراكيز المولارية للمواد المتفاعلة عند الاتزان كل منها مرفوع لأس يمثل عدد مولاتها في معادلة التفاعل الموزونة .

تعريف اخر لثابت الاتزان K_{eq} :

هو النسبة بين ثابت تناسب سرعة التفاعل الامامي (K_f) وثابت تناسب سرعة التفاعل الخلفي (K_b) .

المعادلة الرياضية لثابت الاتزان K_{eq}

عند قياس تراكيز المواد المتفاعلة والناتجة عند حصول الاتزان بالمولارية (M) فان ثابت الاتزان K_{eq} يرمز له بالرمز K_C (حيث K_C ثابت الاتزان بدلالة التراكيز المولارية) ،

* نأخذ التفاعل الافتراضي المتزن :

$$aA + bB \underset{K_b}{\overset{K_f}{\rightleftharpoons}} gG + hH$$

حيث A و B تمثل المواد المتفاعلة و G و H تمثل المواد الناتجة

اما a و b و g و h فتمثل عدد مولاتها في معادلة التفاعل الموزونة .

قانون فعل الكتلة للتفاعل الامامي $R_f = K_f [A]^a [B]^b$

قانون فعل الكتلة للتفاعل الخلفي $R_b = K_b [G]^g [H]^h$

عند الاتزان : $R_f = R_b$

$$K_f [A]^a [B]^b = K_b [G]^g [H]^h$$

بترتيب المعادلة نحصل على العلاقة :

$$\frac{K_f}{K_b} = \frac{[G]^g [H]^h}{[A]^a [B]^b}$$

$$K_C = \frac{[G]^g [H]^h}{[A]^a [B]^b}$$

((ان $\frac{K_f}{K_b}$ هو مقدار ثابت يعرف بثابت الاتزان K_C))

عند قياس فعالية المواد الغازية (المتفاعلة والناتجة) بدلالة الضغوط الجزيئية فان ثابت الاتزان K_{eq} يرمز له بالرمز K_P (حيث K_P ثابت الاتزان بدلالة الضغوط الجزيئية) .

تكتب علاقة K_P للتفاعل $aA + bB \rightleftharpoons gG + hH$ بالصورة الاتية :

$$K_P = \frac{P^g{}_G * P^h{}_H}{P^a{}_A * P^b{}_B}$$

حيث P_A , P_B الضغوط الجزيئية للمواد المتفاعلة

و P_G , P_H الضغوط الجزيئية للمواد الناتجة

اما a و b و g و h فتمثل عدد مولاتها في معادلة التفاعل الموزونة .

ثابت الاتزان للضغوط الجزيئية K_P :

هو حاصل ضرب الضغوط الجزيئية للمواد الناتجة عند الاتزان مقسوماً على حاصل ضرب الضغوط الجزيئية للمواد المتفاعلة عند الاتزان كل منها مرفوع الى اس يمثل عدد مولاتها في معادلة التفاعل الموزونة .

يمكن ايجاد قيمة ثابت الاتزان الكيميائي K_{eq} من العلاقة التية :

$$K_{eq} = \frac{K_f}{K_b}$$

حيث : K_f ثابت سرعة التفاعل الامامي

K_b ثابت سرعة التفاعل الخلفي

تمرين (2 - 1) في الكتاب صفحة 71

تفاعل ما متزن ثابت الاتزان له K_{eq} يساوي 4.24 وثابت سرعة التفاعل الخلفي K_b يساوي 0.02 . احسب ثابت سرعة التفاعل الامامي K_f .

وزاري 2014 د 1 فراغ

الجواب

$$K_{eq} = \frac{K_f}{K_b}$$

$$4.24 = \frac{K_f}{0.02}$$

$$K_f = 4.24 \times 0.02$$

$$K_f = 0.0848$$

ثابت الاتزان للتفاعلات غير المتجانسة :

التفاعلات غير المتجانسة تكون فيها المواد المتفاعلة والناتجة في اطوار متعددة .

مثل :

$$Hg_{(l)} + \frac{1}{2} O_{2\,(g)} \rightleftharpoons HgO_{(s)}$$

ملاحظات

1 تكون فعالية (تراكيز) المواد الصلبة ثابتة مهما تغيرت تراكيز المواد الاخرى اي ان المادة الصلبة لا تؤثر في علاقة ثابت الاتزان (يهمل تركيز المادة الصلبة في علاقة ثابت الاتزان K_{eq}) .

2 تكون فعالية (تراكيز) المواد السائلة النقية ثابتة مهما تغيرت تراكيز المواد الاخرى اي ان المادة السائلة لا تؤثر في علاقة ثابت الاتزان (يهمل تركيز المادة السائلة في علاقة K_{eq}) .

3 تكون الضغوط الجزئية للمواد الصلبة و للمواد السائلة النقية وكذلك المحاليل ضئيلة جداً يمكن اهمالها (تهمل الضغوط الجزئية للمواد الصلبة والسائلة النقية و المحاليل في علاقة K_{eq}) .

تذكير : يرمز للمادة الصلبة (S) و السائل (l) و الغاز (g) و يرمز للمحلول (aq)

جواب تمرين (2 - 2)

اكتب ثوابت الاتزان بدلالة التراكيز المولارية K_C وثوابت الاتزان بدلالة الضغوط الجزئية K_P للتفاعلات الاتية :

(1) $2CO_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)} + O_{2\,(g)}$

(2) $3O_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2O_{3\,(g)}$

(3) $CO_{(g)} + Cl_{2\,(g)} \rightleftharpoons COCl_{2\,(g)}$

(4) $H_2O_{(g)} + C_{(s)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_{2\,(g)}$

(5) $2ZnS_{(s)} + 3O_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2ZnO_{(s)} + 2SO_{2\,(g)}$

(6) $C_6H_5COOH_{(aq)} \rightleftharpoons C_6H_5COO^-_{(aq)} + H^+_{(aq)}$

(7) $2NO_{2\,(g)} + 7H_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3\,(g)} + 4H_2O_{(l)}$

الجواب

(1) $2CO_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)} + O_{2\,(g)}$

$$K_C = \frac{[CO]^2[O_2]}{[CO_2]^2}$$

$$K_P = \frac{P^2_{CO} * P_{O_2}}{P^2_{CO_2}}$$

(2) $3O_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2O_{3\,(g)}$

$$K_C = \frac{[O_3]^2}{[O_2]^3}$$

$$K_P = \frac{P^2_{O_3}}{P^3_{O_2}}$$

(3) $CO_{(g)} + Cl_{2\,(g)} \rightleftharpoons COCl_{2\,(g)}$

$$K_C = \frac{[COCL_2]}{[CO][Cl_2]}$$

$$K_P = \frac{P_{COCl_2}}{P_{CO} * P_{Cl_2}}$$

$$H_2O_{(g)} + C_{(s)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_{2(g)} \quad (4)$$

$$K_C = \frac{[CO][H_2]}{[H_2O]}$$

$$K_P = \frac{P_{CO} * P_{H_2}}{P_{H_2O}}$$

$$2ZnS_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightleftharpoons 2ZnO_{(s)} + 2SO_{2(g)} \quad (5)$$

$$K_C = \frac{[SO_2]^2}{[O_2]^3}$$

$$K_P = \frac{P^2_{SO_2}}{P^3_{O_2}}$$

$$C_6H_5COOH_{(aq)} \rightleftharpoons C_6H_5COO^-_{(aq)} + H^+_{(aq)} \quad (6)$$

$$K_C = \frac{[C_6H_5COO^-][H^+]}{[C_6H_5COOH]}$$

$$2NO_{2(g)} + 7H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)} + 4H_2O_{(l)} \quad (7)$$

$$K_C = \frac{[NH_3]^2}{[NO_2]^2 [H_2]^7}$$

$$K_P = \frac{P^2_{NH_3}}{P^2_{NO_2} * P^7_{H_2}}$$

ملاحظات حول حساب التركيز

1 يمكن حساب التركيز المولاري من عدد المولات ، من العلاقة الاتية :

حيث M التركيز المولاري
n عدد المولات
V الحجم

$$M\,(mol/L) = \frac{n\,(mol)}{V\,(L)}$$

2 يمكن حساب التركيز المولاري من عدد الغرامات (الكتلة) بتطبيق العلاقة الاتية :

حيث M التركيز المولاري
m الكتلة
M الكتلة المولية
V الحجم

$$M\,(mol/L) = \frac{m\,(g)}{M\,(g/mol) * V\,(L)}$$

3 اذا كان الحجم مقاس بالمليلتر (mL) نحوله الى وحدة اللتر (L) بالقسمة على 1000 مثلاً :

$$V = 500\ mL = \frac{500}{1000} = 0.5\ L$$

حساب ثابت الاتزان K_{eq}

النوع الاول من المسائل : تكون التراكيز او الضغوط الجزئية للمواد المتفاعلة والناتجة عند الاتزان معلومة ويكون المطلوب هو حساب K_C او K_p .

تمرين (2 - 3) في الكتاب صفحة 75

جد قيمة K_{eq} للتفاعل الاتي عند $100\ C^{\circ}$:

$2NO_{2\,(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4\,(g)}$ اذ ا علمت ان التراكيز لمواد التفاعل عند حصول حالة الاتزان هي كالاتي :

$[N_2O_4] = 0.002\ M$ ، $[NO_2] = 0.017\ M$

الجواب

$$2NO_{2\,(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4\,(g)}$$

$$K_C = \frac{[N_2O_4]}{[NO_2]^2} \Rightarrow K_C = \frac{0.002}{(0.017)^2}$$

$$K_C = 6.92$$

النوع الثاني من المسائل : في هذا النوع تكون قيمة ثابت الاتزان معلومة وتعطى تراكيز او ضغوط جزئية ابتدائية للمواد المتفاعلة ويكون المطلوب حساب تراكيز او ضغوط جزئية للمواد المتفاعلة والناتجة عند الاتزان .

ملاحظات حول حل هذا النوع من المسائل

1 – نكتب معادلة التفاعل الموزونة .

2 – نعتمد التراكيز المولارية عند تطبيق علاقة K_C والضغوط الجزئية عند تطبيق علاقة K_P .

3 – اذا اعطى عدد المولات ولم يعطى الحجم نفرض ان الحجم = V (L) ، (حيث يمكن اختصاره في اغلب المسائل عند التعويض في علاقة K_C) .

4– نكتب التراكيز المولارية اسفل كل مادة في المعادلة حيث تمثل التراكيز الابتدائية (قبل التوازن) ، وباستمرار التفاعل يحصل تغيّر في التركيز حيث تقل تراكيز المواد المتفاعلة بمقدار (X) لكل مول (اي X مضروبة في عدد مولات كل مادة متفاعلة في المعادلة الموزونة) ، اما المواد الناتجة فيزداد تركيزها بمقدار (X) لكل مول (اي X مضروبة في عدد مولات كل مادة ناتجة في المعادلة الموزونة) .

5 – تراكيز المواد المتفاعلة عند الاتزان = تراكيزها الابتدائية – التغير بالتركيز (X لكل مول)

اما تراكيز المواد الناتجة عند الاتزان = تراكيزها الابتدائية + التغير بالتركيز (X لكل مول)

6 – في اغلب المسائل تكون تراكيز المواد الناتجة (صفر) في بداية التفاعل (اي قبل التوازن) ، الا اذا ذكر في السؤال قيمة التراكيز الابتدائية للمواد الناتجة .

8– اذا كان تركيز المواد الناتجة (صفر) في بداية التفاعل فان اتجاه التفاعل أمامي دائماً .

7– تُطبق علاقة K_C و K_P عند الاتـزان فقـط .

مثـــال عــام

	A	+	2B	⇌	3C
التراكيز الابتدائية	Y		Y		0
التغير في التركيز	□X		- 2X		+ 3X
التركيز عند الاتزان	Y - X		Y - 2X		3X

التغير بالتركيز في بعض المسائل يسمى : المتغير او المتفكك او المتفاعل او المستهلك او انخفض بمقدار

Y - X : يمثل المتبقي

Y - 2X : يمثل المتبقي

3X : يمثل المتكون

ملاحظة

✿ اذا اعطى في السؤال الضغط الكلي P_T لخليط الغازات فيمكن حساب ضغط احد الغازات او حساب المتفكك X من العلاقة :

$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + ...$$

حيث : P_T الضغط الكلي (P_T = مجموع ضغوط الغازات المشتركة في التفاعل)

P_1 ضغط الغاز الاول

P_2 ضغط الغاز الثاني ، P_3 ضغط الغاز الثالث (الخ ... من الغازات)

✿ اما اذا اعطى في السؤال عدد المولات الكلية لخليط التفاعل n_T فيمكن حساب مولات احد المواد او حساب المتفكك X من العلاقة :

$$n_T = n_1 + n_2 + n_3 + ...$$

حيث : n_T المولات الكلية (n_T = مجموع مولات المواد المشتركة في التفاعل)

n_1 ، n_2 ، n_3 : مولات المواد المشتركة بالتفاعل

تمرين (2 - 4) في الكتاب صفحة 77

للتفاعل الاتي : $H_{2(g)} + Br_{2(g)} \rightleftharpoons 2HBr_{(g)}$

وضع في اناء حجمه لتر واحد 0.4 mol من كل من H_2 و Br_2 وبدرجة حرارة 425 C° . احسب تراكيز المواد التي تكون خليط الاتزان اذا علمت ان ثابت الاتزان لهذا التفاعل K_c يساوي 0.25 .

الجواب

حجم الوعاء = 1 L

$$M\ (mol/L) = \frac{n\ (mol)}{V\ (L)} = \frac{n\ (mol)}{1\ (L)} = n\ (mol)$$

	$H_{2(g)}$ + $Br_{2(g)}$ $\rightleftharpoons$ $2HBr_{(g)}$		
التركيز (M)	H_2	Br_2	2HBr
التراكيز الابتدائية	0.4	0.4	0
التغير في التراكيز	- X	- X	+ 2 X
التراكيز عند الاتزان	0.4 - X	0.4 - X	2 X

$$K_C = \frac{[HBr]^2}{[H_2][Br_2]} \rightarrow 0.25 = \frac{(2X)^2}{(0.4-X)(0.4-X)}$$

$$0.25 = \frac{(2X)^2}{(0.4-X)^2}$$

نجذر الطرفين

$$0.5 = \frac{2X}{0.4 - X}$$

$$2X = 0.5(0.4 - X) \rightarrow 2X = 0.2 - 0.5X$$

$$2X + 0.5X = 0.2 \rightarrow 2.5X = 0.2$$

$$X = \frac{0.2}{2.5} = 0.08\ M$$

تركيز Br_2 و H_2 عند الاتزان :

$$[H_2] = [Br_2] = 0.4 - X = 0.4 - 0.08 = 0.32\ (mol/L)$$

تركيز HBr عند الاتزان :

$$[HBr] = 2X = 2 * 0.08 = 0.16\ (mol/L)$$

سؤال (2 - 24) في الكتاب صفحة 101

للتفاعل المتزن : $H_2O_{(g)} + CO_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + CO_{2(g)}$ وفي اناء حجمه لتر واحد تم خلط مولات متساوية من CO_2 و H_2 وبدرجة حرارة 2000 K وصل التفاعل حالة الاتزان فوجد ان عدد المولات الكلية لخليط الغازات عند الاتزان تساوي 3 mol . ما تراكيز خليط الاتزان علماً بان ثابت الاتزان K_C يساوي 4 ؟

الجواب

$$M\,(mol/L) = \frac{n\,(mol)}{V\,(L)} = \frac{n\,(mol)}{1\,(L)} = n\,(mol)$$

	$CO_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_2O_{(g)}$			
التركيز / M	CO_2	H_2	CO	H_2O
التراكيز الابتدائية	Y	Y	0	0
التغير في التراكيز	- X	- X	+ X	+ X
التراكيز عند الاتزان	Y - X	Y - X	X	X

$$n_T = n_{CO_2} + n_{H_2} + n_{CO} + n_{H_2O}$$

ان حجم الوعاء واحد لتر لذا فان عدد المولات تمثل المولارية :

خليط الاتزان :

$$[CO_2] + [H_2] + [CO] + [H_2O] = 3$$

$$Y - X + Y - X + X + X = 3$$

$$2Y - 2X + 2X = 3$$

$$2Y = 3$$

$$Y = \frac{3}{2} = 1.5\ (mol/L)$$

نعوض قيمة Y في تراكيز المواد المتفاعلة عند الاتزان :

تراكيــــــــــز المواد عند الاتزان :

$$[CO_2] = Y - X = 1.5 - X$$

$$[H_2] = Y - X = 1.5 - X$$

تكملة الحل

$$K_c = \frac{[CO][H_2O]}{[H_2][CO_2]}$$

$$4 = \frac{(X)(X)}{(1.5 - X)(1.5 - X)} \rightarrow 4 = \frac{(X)^2}{(1.5 - X)^2}$$

$X^2 = 4(1.5 - X)^2$ نجذر الطرفين

$X = 2(1.5 - X) \rightarrow X = 3 - 2X \rightarrow X + 2X = 3 \rightarrow 3X = 3$

$$X = \frac{3}{3} = 1 \ (mol/L)$$

تـــركيز CO_2 و H_2 عنـــد الاتـــزان :

$[CO_2] = [H_2] = 1.5 - X = 1.5 - 1 =$ **0.5 (mol / L)**

تـــركيز CO و H_2O عنـــد الاتـــزان :

$[CO] = [H_2O] = X =$ **1 (mol / L)**

سؤال (2 – 21) في الكتاب صفحة 101

تمهيدي 2014

في التفاعل المتزن الغازي : $PCl_{5(g)} \rightleftharpoons PCl_{3(g)} + Cl_{2(g)}$ وجد انه ضغط PCl_3 الجزئي في الاناء المغلق ضعف ضغط Cl_2 الجزئي وعند وصول التفاعل الى موضع الاتزان بدرجة حرارة معينة وجد ان ضغط Cl_2 يساوي 1 atm فاذا علمت ان K_p للتفاعل يساوي $\frac{1}{6}$ فما ضغط غازي Cl_2 و PCl_3 في بداية التفاعل .

جواب السؤال

جواب السؤال (2 - 21)

	$PCl_{5\,(g)} \rightleftharpoons PCl_{3\,(g)} + Cl_{2\,(g)}$		
الضغط / atm	PCl_3	Cl_2	PCl_5
الضغوط الابتدائية	2 Y	Y	0
التغير في الضغوط	- X	- X	+ X
الضغوط عند الاتزان	2 Y - X	$\underbrace{Y - X}_{1}$	X

الضغط الجزيئي لغاز Cl_2 عند الاتزان

$P_{Cl_2} = Y - X$

$1 = Y - X \Rightarrow X = Y - 1$

الضغط الجزيئي لغاز P_{PCl_3} عند الاتزان

$P_{PCl_3} = 2Y - X$

نعـــوض عن قيمـــة X :

$P_{PCl_3} = 2Y - (Y - 1) = 2Y - Y + 1$

$P_{PCl_3} = (Y + 1)$

الضغط الجزيئي لغاز P_{PCl_5} عند الاتزان

$P_{PCl_5} = X = (Y - 1)$

$$K_P = \frac{P_{PCl_5}}{P_{PCl_3} * P_{Cl_2}} \Rightarrow \frac{1}{6} = \frac{Y - 1}{(Y + 1) * 1}$$

$6(Y - 1) = Y + 1 \Rightarrow 6Y - 6 = Y + 1$

$6Y - Y = 6 + 1 \Rightarrow 5Y = 7$

$Y = \frac{7}{5} = 1.4\ atm$

ضغط Cl_2 في بداية التفاعل

$P_{Cl_2} = Y =$ **1.4 atm**

ضغط P_{PCl_3} في بداية التفاعل

$P_{PCl_3} = 2Y = 2 \times 1.4 =$ **2.8 atm**

النوع الثالث من المسائل : في هذا النوع تعطى تراكيز او ضغوط جزئية ابتدائية (موضوعة في اناء التفاعل) للمواد المتفاعلة و تركيز او ضغط جزئي احد المواد المتفاعلة او الناتجة عند حصول الاتزان ويكون المطلوب حساب قيمة ثابت الاتزان K_{eq} .

تمرين (2 - 5) في الكتاب صفحة 78

للتفاعل : $2CO_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)} + O_{2\,(g)}$

وضع في اناء حجمه لتر 0.8 mol من غاز CO_2 وبدرجة حرارة معينة وعند وصول التفاعل الى حالة الاتزان وجد ان نصف كمية الغاز قد تفككت . احسب K_C .

وزاري 2014 الدور الثالث

الجواب

$$M\,(mol/L) = \frac{n\,(mol)}{V\,(L)} = \frac{n\,(mol)}{1\,(L)} = n\,(mol)$$

المتفكك من غاز CO_2 = $\frac{1}{2}$ * التركيز الاصلي (الابتدائي) لغاز CO_2

المتفكك = $\frac{1}{2}$ * 0.8 M

المتفكك = 0.4 M

المتفكك = 2X = 0.4 M

0.4 M = 2X ⟵ X = 0.2 M

	$2CO_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)} + O_{2\,(g)}$		
التركيز (M)	$2CO_2$	$2CO$	O_2
التراكيز الابتدائية	0.8	0	0
التغير في التراكيز	- 2X	+ 2X	+ X
التراكيز عند الاتزان	0.8 - 2X 0.8 - 0.4 0.4	2X 0.4	X 0.2

$$K_C = \frac{[CO]^2\,[O_2]}{[CO_2]^2}$$

$$K_C = \frac{(0.4)^2\,(0.2)}{(0.4)^2} = \frac{0.16 \times 0.2}{0.16}$$

$$K_C = 0.2$$

تمرين (2 - 6) في الكتاب صفحة 78

تمهيدي 2015

في التفاعل الغازي الاتي : $2NH_{3\,(g)} \rightleftharpoons N_{2\,(g)} + 3H_{2\,(g)}$ ، وضعت كميات مختلفة (مولات مختلفة) من H_2 و N_2 في اناء سعته لتر وعند وصول التفاعل لحالة الاتزان وجد ان ما استهلك من H_2 يساوي 0.3 mol وما تبقى من N_2 يساوي 0.2 mol . ما عدد مولات كل من H_2 و N_2 قبل التفاعل علماً بأن ثابت الاتزان K_C للتفاعل يساوي 200 .

الجواب

حجم الوعاء = 1 L

$$M\,(mol/L) = \frac{n\,(mol)}{V\,(L)} = \frac{n\,(mol)}{1\,(L)} = n\,(mol)$$

	$3H_{2\,(g)} + N_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3\,(g)}$		
التركيز (M)	$3H_2$	N_2	$2NH_3$
التراكيز الابتدائية	Y	Z	0
التغير في التراكيز	- 3X	- X	+ 2X
التراكيز عند الاتزان	Y - 3X Y - 0.3	Z - X 0.2	2X 2 * 0.1 0.2

المستهلك من H_2 = 0.3 M

المستهلك من H_2 = 3X

3X = 0.3 M

X = 0.1 M

تكملة الحل

N_2 المتبقي من = 0.2 M

N_2 المتبقي من = Z - X

Z - X = 0.2 M → Z - 0.1 = 0.2

Z = 0.2 + 0.1

Z = 0.3 (mol / L) التركيز الابتدائي لـ N_2

n (mol) = M (mol / L) * V (L)

n_{N_2} = 0.3 (mol / L) * 1 (L) حجم الاناء = 1 لتر

n_{N_2} = **0.3 mol** عدد مولات N_2 الابتدائية

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3\,[N_2]}$$

$$200 = \frac{(0.2)^2}{(Y - 0.3)^3\,(0.2)}$$

$$200 = \frac{(0.2)}{(Y - 0.3)^3}$$

$$0.2 = 200\,(Y - 0.3)^3$$

$$(Y - 0.3)^3 = \frac{0.2}{200} = \frac{2 \times 10^{-1}}{2 \times 10^{2}}$$

$(Y - 0.3)^3 = 10^{-3}$ بالجذر التكعيبي

$Y - 0.3 = 10^{-1}$ → Y - 0.3 = 0.1

Y = 0.1 + 0.3 = 0.4

Y = 0.4 (mol / L) التركيز الابتدائي لـ H_2

n (mol) = M (mol / L) * V (L)

n_{H_2} = 0.4 (mol / L) * 1 (L) حجم الاناء = 1 لتر

n_H = **0.4 mol** عدد مولات H_2 الابتدائية

العلاقة بين ثابتي الاتزان K_C و K_P

هنالك علاقة تربط بين ثابت الاتزان بدلالة الضغوط K_P وثابت الاتزان بدلالة التراكيز المولارية K_C وذلك حسب العلاقتين الآتيتين :

$$K_P = K_C \ (RT)^{\Delta n_g}$$

او بشكلها الاخر :

$$K_c = K_p \ (RT)^{-\Delta n_g}$$

حيث K_P : ثابت الاتزان بدلالة الضغوط الجزئية

K_C : ثابت الاتزان بدلالة التراكيز المولارية

R : ثابت العام للغازات [حيث $R = 0.082$ (L . atm / K . mol)]

T : درجة الحرارة المطلقة وتقاس بالكلفن (K)

اذا كانت بالسيليزي نحولها الى الكلفن من العلاقة : $T(K) = t(C^{\circ}) + 273$

Δn_g : التغير في عدد المولات للمواد الغازية فقط

يمكن حساب قيمة Δn_g من العلاقة الاتية :

$$\Delta n_g = \sum n_{g\,(P)} - \sum n_{g\,(R)}$$

ملاحظ : للتفاعلات غير المتجانسة تهمل عدد مولات المواد الصلبة والسائلة النقية والمحاليل عند حساب Δn_g

تتوقف العلاقة بين K_P و K_C على قيمة Δn_g وكالاتي :

1 اذا كانت $\Delta n_g = 0$ ، فان $K_C = K_P$.

1 اذا كانت $\Delta n_g > 0$ (أي قيمة موجبة) ، فان قيمة K_P اكبر من قيمة K_C .

1 اذا كانت $\Delta n_g < 0$ (أي قيمة سالبة) ، فان قيمة K_P اصغر من قيمة K_C .

تمرين (2 - 7) في الكتاب صفحة 79

احسب قيمة K_c للتفاعل المتزن التالي عند $500\ C^{\circ}$. اذا علمت ان قيمة K_p للتفاعل تساوي 1.5×10^{-5} عند درجة الحرارة نفسها .

$$3H_{2\,(g)} + N_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3\,(g)}$$

الجواب

$$T(K) = t(C^{\circ}) + 273$$

$$T = 500 + 273 \longrightarrow T = 773\ K$$

$$3H_{2\,(g)} + N_{2\,(g)} \longleftrightarrow 2NH_{3\,(g)}$$

$$\Delta n_g = \sum n_{g\,(P)} - \sum n_{g\,(R)}$$

$$\Delta n_g = 2 - (3 + 1) = 2 - 4 = -2$$

$$K_c = K_p\ (RT)^{-\Delta n_g}$$

$$K_c = 1.5 \times 10^{-5} * (0.082 * 773)^{-(-2)}$$

$$K_c = 1.5 \times 10^{-5} * (0.082 * 773)^{2}$$

$$K_c = 1.5 \times 10^{-5} * (63.38)^{2}$$

$$K_c = 1.5 \times 10^{-5} * 4017$$

$$K_c = 0.06$$

تمرين (2 - 8) في الكتاب صفحة 79

اذا كانت K_C تساوي 1.6 عند 1000 C° بالنسبة للتفاعل الاتي : $2CO_{(g)} \rightleftharpoons C_{(s)} + CO_{2(g)}$ ، احسب ضغط CO الجزئي في حالة الاتزان عندما يكون الضغط الجزئي في تلك الحالة لغاز CO_2 يساوي 0.6 atm .

الجواب

$T(K) = t(C°) + 273$

$T = 1000 + 273 \rightarrow T = 1273\ K$

$C_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)}$

$\Delta n_g = \sum n_{g(P)} - \sum n_{g(R)} \rightarrow \Delta n_g = 2 - 1 = 1$

$K_P = K_C (RT)^{\Delta n_g} \rightarrow K_P = 1.6 (0.082 * 1273)^1$

$K_P = 1.6 (104.38) = 167$

$$K_P = \frac{P^2_{CO}}{P_{CO_2}}$$

$$167 = \frac{P^2_{CO}}{0.6}$$

$P^2_{CO} = 167 * 0.6 \rightarrow P^2_{CO} = 100$

$P_{CO} =$ **10 atm**

سؤال (2 - 11) في الكتاب صفحة 99 وزاري 2013 د 1 + 2014 د 2

عند تسخين غاز NOCl النقي الى درجة 240 C° في اناء مغلق حجمه لتر يتحلل حسب المعادلة : $2NOCl \rightleftharpoons 2NO + Cl_2$ وعند وصول التفاعل الى حالة الاتزان وجد ان الضغط الكلي لمزيج الاتزان يساوي 1 atm والضغط الجزئي لغاز NOCl يساوي 0.64 atm احسب :

1 - الضغوط الجزئية لكل من غازي Cl_2 و NO عند الاتزان .

2 - ثابت الاتزان K_C للتفاعل عند نفس درجة الحرارة .

جواب السؤال

جواب السؤال (2 - 11)

	$2NOCl_{(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)} + Cl_{2(g)}$		
الضغط / atm	2NOCl	2NO	Cl_2
الضغوط الابتدائية	Y	0	0
التغير في الضغوط	- 2 X	+ 2 X	+ X
الضغوط عند الاتزان	Y - 2 X = 0.64	2 X	X

الضغوط الجزيئية لخليط الغازات عند الاتزان :

$P_T = P_{NOCl} + P_{NO} + P_{Cl_2}$

حيث P_T الضغط الكلي

$1 = 0.64 + 2X + X$

$3X = 1 - 0.64 = 0.36$

$X = \frac{0.36}{3} = 0.12$ atm

الضغط الجزيئي لغاز Cl_2 عند الاتزان

$P_{Cl_2} = X = 0.12$ atm

الضغط الجزيئي لغاز NO عند الاتزان

$P_{NO} = 2X = 2 \times 0.12 = 0.24$ atm

$$K_P = \frac{P^2_{NO} * P_{Cl_2}}{P^2_{NOCl}} = \frac{(0.24)^2 * (0.12)}{(0.64)^2}$$

$K_P = 0.017$

$\Delta n_g = \sum n_{g(P)} - \sum n_{g(R)}$

$\Delta n_g = 3 - 2 = 1$

$T(K) = t(C^\circ) + 273 = 240 + 273 = 513$ K

$K_C = K_P (RT)^{-\Delta n_g}$

$K_C = 0.017 (0.082 * 513)^{-1} = 0.017 (42.06)^{-1}$

$K_C = \frac{0.017}{42.06} = 4 \times 10^{-4}$

سؤال (2 - 12) في الكتاب صفحة 99

التفاعل التالي يجري بدون عامل مساعد : $2NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)}$ وعند وصول التفاعل الى حالة الاتزان وجد ان الضغوط الجزئية $P_{NO_2} = 1.56$ atm ، $P_{N_2O_4} = 0.377$ atm ، عند درجة حرارة $100\ C^{\circ}$ احسب : 1 - K_P و K_C للتفاعل .

2 - ماذا يحدث للضغوط الجزئية للغازات في خليط الاتزان بعد اضافة العامل المساعد

الجواب

(1)

$$K_P = \frac{P^2_{NO_2}}{P_{N_2O_4}} = \frac{(1.56)^2}{(0.377)}$$

$$K_P = 6.46$$

$$\Delta n_g = \sum n_{g(P)} - \sum n_{g(R)}$$

$$\Delta n_g = 2 - 1 = 1$$

$$T(K) = t(C^{\circ}) + 273 = 100 + 273 = 373\ K$$

$$K_C = K_P (RT)^{-\Delta n_g}$$

$$K_C = 6.46\ (0.082 * 373)^{-1} = 6.46\ (30.58)^{-1}$$

$$K_C = \frac{6.46}{30.58} = 0.21$$

(2) عند إضافة العامل المساعد فان الضغوط الجزيئية للغازات لا تتأثر لان العامل المساعد فقط يقلل من زمن وصول التفاعل إلى حالة الاتزان .

سؤال (2 - 19) في الكتاب صفحة 101

للتفاعل المتزن الاتي : $3A_{(g)} \rightleftharpoons aB_{(g)}$ وجد ان ثابت الاتزان K_C يساوي 147.6 وبدلالة K_P يساوي 6 بدرجة حرارة $27C^{\circ}$ جد قيمة a في المعادلة .

الجواب

$\Delta n_g = \sum n_{g\,(P)} - \sum n_{g\,(R)}$

$\Delta n_g = a - 3$

$T(K) = t(C^{\circ}) + 273 = 27 + 273 = 300\ K$

$K_C = K_P\,(RT)^{-\Delta n_g}$

$147.6 = 6\,(0.082 \times 300)^{-(a-3)}$

$\frac{174.6}{6} = (24.6)^{-(a-3)}$

$(24.6)^1 = (24.6)^{-(a-3)}$ (إذا تساوت الأساسات تساوت الأسس)

$1 = -(a-3)$

$1 = -a + 3$

$a = 3 - 1$

$a = 2$

سؤال (2 - 20) في الكتاب صفحة 101

للتفاعل المتزن : $NiO_{(s)} + CO_{(g)} \rightleftharpoons Ni_{(s)} + CO_{2\,(g)}$

بدرجة حرارة $727^{\circ}C$ وصل التفاعل حالة الاتزان فوجد ان ضغط غاز CO في الفرن يساوي 304 Torr والضغط الكلي يساوي 1 atm ما ثابت الاتزان K_C للتفاعل . (معلومة : 1 atm = 760 Torr)

الجواب

$$NiO_{(s)} + CO_{(g)} \rightleftharpoons Ni_{(s)} + CO_{2\,(g)}$$

$P_{CO} = 304$ Torr الضغط الجزيئي لغاز CO عند الاتزان

نحول ضغط غاز CO من وحدة Torr الى وحدة atm :

$$P_{CO} = \frac{304}{760} = 0.4 \text{ atm}$$ ((عند الاتزان))

$$P_T = P_{CO} + P_{CO_2}$$

$$1 = 0.4 + P_{CO_2} \quad \Rightarrow \quad P_{CO_2} = 1 - 0.4$$

$$P_{CO_2} = 0.6 \text{ atm}$$

$$K_P = \frac{P_{CO_2}}{P_{CO}} = \frac{0.6}{0.4} = 1.5$$

$$\Delta n_g = \sum n_{g\,(P)} - \sum n_{g\,(R)}$$

$$\Delta n_g = 1 - 1 = 0$$

$$K_C = K_P\,(RT)^{-\Delta n_g}$$

$$K_C = K_P\,(RT)^{0}$$

$$K_C = K_P$$

$$K_C = 1.5$$

سؤال (2 - 25) في الكتاب صفحة 101

للتفاعل المتزن غير المتجانس : $CaCO_{3\,(S)} \rightleftharpoons CaO_{(S)} + CO_{2\,(g)}$ ، بدرجة حرارة $800\ C^{\circ}$

وجد ان ضغط CO_2 عند الاتزان يساوي 0.235 atm . احسب K_C للتفاعل عند درجة الحرارة نفسها .

الجواب

	$CaCO_{3\,(S)} \rightleftharpoons CaO_{(S)} + CO_{2\,(g)}$		
الضغط / atm	$CaCO_3$	CO_2	CaO
الضغوط عند الاتزان		0.235	

$$K_P = \frac{1}{P_{CO_2}} = \frac{1}{0.235}$$

$$K_P = 4.26$$

$$\Delta n_g = \sum n_{g\,(P)} - \sum n_{g\,(R)}$$

$$\Delta n_g = 0 - 1 = -1$$

$$T(K) = t(C^{\circ}) + 273 = 800 + 273 = 1073\ K$$

$$K_C = K_P (RT)^{-\Delta n_g}$$

$$K_C = 4.26 (0.082 * 1073)^{-(-1)} = 4.26 (87.98)^{+1}$$

$$K_C = 374.8$$

ملاحظات عامة

1 - اذا اعطى في السؤال النسبة المئوية للتفكك او درجة التفكك (التحلل) لاحد المواد المتفاعلة فيمكن حساب المتفكك (المتحلل) من المادة والذي يمثل X لكل مول من المادة في المعادلة الموزونة ، من العلاقة الاتية :

$$\text{النسبة المئوية للمتحلل (المتفكك)} = \frac{\text{المتحلل (المتفكك) من المادة}}{\text{التركيز الابتدائي}} \times 100\ \%$$

حيث المتفكك (المتحلل) من المادة يمثل X لكل مول .

مثال توضيحي :

	$2A$	$\rightleftharpoons$	A_2
التراكيز الابتدائية	1		0
التغير في التراكيز	- 2 X		+ X
التراكيز الابتدائية	1 - 2 X		X

2 X : المتحلل (المتفكك) من A

$$\text{النسبة المئوية للمتحلل (A)} = \frac{2X}{1} \times 100\ \%$$

---

2 - يمكن حساب الضغط الجزيئي (P) للغاز بدلالة عدد المولات ، باستخدام القانون العام للغازات :

$$PV = nRT$$

حيث P الضغط الجزئي للغاز بوحدة (atm)

V الحجم بوحدة (L)

n عدد المولات (mol) حيث ($n\ (mol) = \dfrac{m\ (g)}{M\ (g/mol)}$)

R ثابت الغاز = 0.082 (L.atm / K.mol)

T درجة الحرارة بالكلفن (K)

سؤال (2 - 18) في الكتاب صفحة 101

للتفاعل المتزن : $2A_{(g)} \rightleftharpoons A_{2\,(g)}$ وجد انه عند وضع مول من A_2 في اناء التفاعل حجمه لتر واحد عند (STP) يصل التفاعل حالة الاتزان فوجد انه يتحلل 1 % من A_2 . ما قيمة K_c للتفاعل ؟ وما تركيز A الذي يكون في حالة اتزان مع 0.01 M من A_2 وعند ظروف التفاعل نفسها .

الجواب

المطلب الاول : حساب قيمة K_c للتفاعل

$$M\ (mol/L) = \frac{n\ (mol)}{V\ (L)} = \frac{n\ (mol)}{1\ (L)} = n\ (mol)$$

$$\text{النسبة المئوية للمتحلل من } A_2 = \frac{\text{المتحلل من المادة } A_2}{\text{التركيز الابتدائي } A_2} \times 100\ \%$$

$$1\ \% = \frac{\text{المتحلل من المادة } A_2}{1} \times 100\ \%$$

$$\text{المتحلل من المادة } A_2 = \frac{1}{100} = 0.01\ (mol/L)$$

حيث المتحلل من المادة A_2 = X = 0.01 (mol / L)

حيث المتحلل من المادة A_2 يمثل قيمة المتفكك من A_2 اي يمثل قيمة X

التركيز / M	$A_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2A_{(g)}$	
	A_2	2A
التراكيز الابتدائية	1	0
التغير في التراكيز	- X	+ 2 X
التراكيز عند الاتزان	1 - X 1 – 0.01 = 0.99	2 X 2 * 0.01 = 0.02

(عند الاتزان) $[A_2] = 1 - X = 1 - 0.01 = 0.99$ (mol / L)

(عند الاتزان) $[A] = 2X = 2 \times 0.01 = 0.02$ (mol / L)

$$K_C = \frac{[A]^2}{[A_2]} = \frac{(0.02)^2}{(0.99)}$$

$$K_C = 4 \times 10^{-4}$$

المطلب الثاني : حساب تركيز [A] عند الاتزان وعندما يكون تركيز $[A_2] = 0.01$ M ،

$$A_2 \rightleftharpoons 2A$$

عند الاتزان 0.01 ?

$$K_C = \frac{[A]^2}{[A_2]}$$

$$4 \times 10^{-4} = \frac{[A]^2}{(0.01)} = \frac{[A]^2}{(10^{-2})}$$

$[A]^2 = 4 \times 10^{-6}$ بالجذر التربيعي للطرفين

$[A] = 2 \times 10^{-3}$ (mol / L) = **0.002 (mol / L)**

سؤال (2 - 27) في الكتاب صفحة 102

وزاري 2014 الدور الاول

اذا كانت درجة تفكك مول واحد N_2O_4 الى NO_2 هي 20 % عند درجة حرارة 27 C° وضغط 1 atm في اناء حجمه لتر واحد . احسب قيمة K_P للتفاعل .

(معلومة : درجة التفكك تساوي الجزء الى الكل مضروباً في 100)

جواب السؤال

جواب السؤال (2 - 27)

(حجم اناء التفاعل 1L) $M\ (mol/L) = \frac{n\ (mol)}{V\ (L)} = \frac{n\ (mol)}{1\ (L)} = n\ (mol)$

من منطوق السؤال ان كل 1 mol من N_2O_4 يتفكك منه 20 % الى NO_2 .

النسبة المئوية للمتفكك من N_2O_4 = $\frac{\text{المتفكك من المادة } N_2O_4}{\text{التركيز الابتدائي } N_2O_4}$ x 100 %

حيث المتفكك من المادة N_2O_4 يمثل قيمة X

20 % = $\frac{\text{المتفكك من المادة } N_2O_4}{1}$ x 100 %

المتفكك من المادة N_2O_4 = $\frac{20}{100}$ = 0.2 (mol / L)

حيث المتفكك من المادة N_2O_4 = X = 0.2 (mol / L)

X = 0.2 (mol / L)

	$N_2O_{4\,(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2\,(g)}$	
التركيز / M	N_2O_4	$2NO_2$
التراكيز الابتدائية	1	0
التغير في التراكيز	- X	+ 2 X
التراكيز عند الاتزان	1 - X	2 X

عند الاتزان $[N_2O_4] = 1 - X = 1 - 0.2 = 0.8\ M$

عند الاتزان $[NO_2] = 2X = 2 * 0.2 = 0.4\ M$

$$K_c = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = \frac{(0.4)^2}{(0.8)} = \frac{0.16}{0.8}$$

$K_c = 0.2$

$$T(K) = t(C^{\circ}) + 273 = 27 + 273 = 300\ K$$

$$\Delta n_g = \sum n_{g\,(P)} - \sum n_{g\,(R)}$$

$$\Delta n_g = 2 - 1 = 1$$

$$K_P = K_C\,(RT)^{\Delta n_g}$$

$$K_P = 0.2\,(0.082 \times 300)^1 = 0.2 \times (24.6)$$

$$K_P = 4.92$$

رحلة التفوق في السادس
عطاءٌ بلا حدود
A .M. Z

سؤال (2 - 26) في الكتاب صفحة 102

وضع 4 g من غاز HF في وعاء مغلق حجمه 2 L عند درجة حرارة $27\ C^{\circ}$ وترك في الـوعاء المغلق يتفكك حتى تم الاتزان الكيميائي حسب المعادلة الاتية $2HF \rightleftharpoons H_{2\,(g)} + F_{2\,(g)}$ فاذا كان K_P للتفاعل يساوي 1.21 . احسب الضغط الجزئي لغاز HF عند الاتزان علماً بان الكتلة المولية للغاز تساوي 20 g/ mol . استفد : $\sqrt{1.21} = 1.1$

جواب السؤال

جواب السؤال (2 - 26)

$$n_{HF} = \frac{m\,(g)}{M\,(g/mol)} = \frac{4}{20} = 0.2\ (mol)$$

$$T(K) = t(C^{\circ}) + 273 = 27 + 273 = 300\ K$$

يمكن حساب الضغط الجزيئي لغاز HF من القانون العام للغازات : $PV = nRT$

$P_{HF} * 2 = 0.2 * 0.082 * 3000$ → $P_{HF} * 2 = 4.92$

$P_{HF} = \frac{4.92}{2} = 2.46\ atm$ (الضغط الابتدائي لغاز HF)

	$2HF_{(g)} \rightleftharpoons H_{2\,(g)} + F_{2\,(g)}$		
الضغط / atm	2HF	H_2	F_2
الضغوط الابتدائية	2.46	0	0
التغير في الضغوط	- 2 X	+ X	+ X
الضغوط عند الاتزان	2.46 - 2 X	X	X

$$K_P = \frac{P_{H_2} * P_{F_2}}{P^2_{HF}} \rightarrow 1.21 = \frac{X * X}{(2.46 - 2X)^2}$$

$$1.21 = \frac{X^2}{(2.46 - 2X)^2}$$ نجذر الطرفين

$$1.1 = \frac{X}{(2.46 - 2X)} \rightarrow X = 1.1\ (2.46 - 2X)$$

$X = 2.7 - 2.2X$

$X + 2.2X = 2.7$ → $3.2X = 2.7$

$X = \frac{2.7}{3.2} = 0.84\ atm$

الضغط الجزيئي لغاز HF عند الاتزان :

$P_{HF} = 2.46 - 2X$ → $P_{HF} = 2.46 - (2 * 0.84) = 2.46 - 1.68$

$P_{HF} = 0.78\ atm$

اهمية ثابت الاتزان

لمعرفة قيمة ثابت الاتزان اهمية كبيرة في :

1- تحديد اتجاه التفاعل : كقاعدة عامة يمكن القول :

أ اذا كانت قيمة ثابت الاتزان كبيرة جداً هذا يدل على ان تراكيز المواد الناتجة كبيرة جدا ، وذلك يعني ان التفاعل يسير في اتجاه واحد تقريبا هو الاتجاه الامامي .

((في بعض التفاعلات تكون قيمة ثابت الاتزان كبير جدا لدرجة يمكن القول ان مثل هذه التفاعلات تكاد ان تكون تامه من الناحية العملية))

ب اذا كانت قيمة ثابت الاتزان صغيرة جداً هذا يدل على ان تراكيز المواد الناتجة تكون صغيرة جدا عند الاتزان ، وذلك يعني ان التفاعل يسير في اتجاه واحد تقريبا هو الاتجاه الخلفي .

((في بعض التفاعلات تكون قيمة ثابت الاتزان صغيرة جدا لدرجة يمكن اعتبار ان مثل هذه التفاعلات تكاد لا تحدث من الناحية العملية))

ج اذا كانت قيمة ثابت الاتزان تساوي الواحد الصحيح او قيمه مقاربه له فان هذا يعني ان تراكيز كل من المواد الناتجة والمتفاعلة في التفاعل عند الاتزان تكاد ان تكون متساوية .

تمرين (2 - 9) في الكتاب صفحة 81

من قيم ثوابت الاتزان K_C لكل من التفاعلات التالية : تنبأ بحالة الاتزان لها .

(1) $2H_2O_{(g)} \rightleftharpoons 2H_{2\,(g)} + O_{2\,(g)}$ $K_C = 1.1 \times 10^{-81}$

(2) $2CO_{(g)} + Cl_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2COCl_{2\,(g)}$ $K_C = 0.99$

(3) $H_{2\,(g)} + Cl_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2HCl_{2\,(g)}$ $K_C = 4.4 \times 10^{32}$

الجواب

(1) $2H_2O_{(g)} \rightleftharpoons 2H_{2\,(g)} + O_{2\,(g)}$ $K_C = 1.1 \times 10^{-81}$

قيمة ثابت الاتزان K_C صغيرة جدا اي ان تراكيز النواتج عند الاتزان ضئيلة جدا لدرجة يمكن اعتبار هذا التفاعل لا يحدث من الناحية العملية .

(2) $2CO_{(g)} + Cl_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2COCl_{2\,(g)}$ $K_C = 0.99$

قيمة ثابت الاتزان K_C قريبة من الواحد وهذا يعني ان تراكيز المواد الناتجة والمتفاعلة عند حالة الاتزان تكاد تكون متساوية .

(3) $H_{2\,(g)} + Cl_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2HCl_{2\,(g)}$ $K_C = 4.4 \times 10^{32}$

قيمة ثابت الاتزان K_C كبيرة جدا اي ان تراكيز النواتج عند الاتزان كبيرة ، وان التفاعل اقترب من التمام لذا من الناحية العملية نستطيع القول ان هذا التفاعل يكاد يكون تاماً .

2- العلاقة بين ثابت الاتزان وطريقة كتابة المعادلة :

ان علاقة ثابت الاتزان في اي تفاعل تتبع الصيغة التي تكتب بها المعادلة الكيميائية الموزونة وسندرج ثلاث قواعد :

القاعدة الأولى : **اذا عكس اتجاه التفاعل فان ثابت الاتزان الجديد يساوي مقلوب ثابت الاتزان الاول .**

مثال /
$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2HCl_{(g)}$$

ثابت الاتزان لهذا التفاعل
$$K_{c_1} = \frac{[HCl]^2}{[H_2][Cl_2]}$$

عند عكس التفاعل :
$$2HCl_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + Cl_{2(g)}$$

فان ثابت الاتزان لهذا التفاعل يعبر عنه كالأتي :
$$K_{c_2} = \frac{[H_2][Cl_2]}{[HCl]^2}$$

من التفاعلين يمكن إيجاد العلاقة بين قيمتي ثابت الاتزان K_{c_1} و K_{c_2} وتكون كالأتي :

$$K_{c_2} = \frac{1}{K_{c_1}}$$

القاعدة الثانية : اذا ضربت معادلة التفاعل في معامل معين (رقم معين) فان ثابت الاتزان الجديد يساوي قيمة ثابت الاتزان الاول مرفوع الى اس يساوي ذلك المعامل .

مثال /
$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons 2HCl_{(g)}$$

ثابت الاتزان لهذا التفاعل
$$K_{c_1} = \frac{[HCl]^2}{[H_2][Cl_2]}$$

فاذا ضرب هذا التفاعل في العدد $\frac{1}{2}$ **تصبح المعادلة :**

$$\frac{1}{2}H_{2(g)} + \frac{1}{2}Cl_{2(g)} \rightleftharpoons HCl_{(g)} \qquad K_{c_2} = \frac{[HCl]}{[H_2]^{\frac{1}{2}}[Cl_2]^{\frac{1}{2}}}$$

العلاقة بين K_{c_1} و K_{c_2}

$$K_{c_2} = (K_{c_1})^{\frac{1}{2}}$$

القاعدة الثالثة : اذا كان التفاعل ناتجاً من مجموع عدد من التفاعلات فان ثابت الاتزان للتفاعل الكلي يساوي حاصل ضرب ثوابت الاتزان لكل التفاعلات .

مثال /

$$C_{(s)} + \frac{1}{2} O_{2\,(g)} \rightleftharpoons \cancel{CO}_{(g)} \qquad K_{C_1}$$

$$\cancel{CO}_{(g)} + \frac{1}{2} O_{2\,(g)} \rightleftharpoons CO_{2\,(g)} \qquad K_{C_2}$$

بجمع التفاعلين نحصل على التفاعل الاتي : $C_{(s)} + O_{2\,(g)} \rightleftharpoons CO_{2\,(g)} \qquad K_{C_3}$

$$K_{C_3} = K_{C_1} * K_{C_2}$$

تمرين (2 - 10) في الكتاب صفحة 82

للتفاعل $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$ ثابت الاتزان K_P له = 0.39 بدرجة حرارة 227 C° فما قيمة K_C للتفاعل $2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$ بدرجة الحرارة نفسها .

الجواب

$$2NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4 \qquad K_{P_1} = 0.39$$

$T(K) = t(C°) + 273$

$T(K) = 227 + 273 = 500\ K$

$\Delta n_g = \sum n_{g\,(P)} - \sum n_{g\,(R)}$

$\Delta n_g = 1 - 2 = -1$

$K_{C_1} = K_{P_1} (RT)^{-\Delta n_g}$

$K_{C_1} = 0.39\ (0.082 * 500)^{-(-1)} \Rightarrow K_{C_1} = 0.39\ (41)^{+1}$

$K_{C_1} = 15.99 \approx 16$

$$N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2 \qquad K_{C_2} = ?$$

$$K_{C_2} = \frac{1}{K_{C_1}}$$

$$K_{C_2} = \frac{1}{16}$$

$$K_{C_2} = 0.0625$$

تمرين (2 - 11) في الكتاب صفحة 82

للتفاعل الغازي : $3H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$ ، بدرجة حرارة معينة وجد ان خليط الاتزان يحتوي على 0.02 M من NH_3 و 0.1 M من N_2 وكذلك من H_2 . ما ثابت الاتزان K_C للتفاعل :

$$NH_{3(g)} \rightleftharpoons \frac{3}{2} H_{2(g)} + \frac{1}{2} N_{2(g)}$$

الجواب

	$3H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$		
التركيز (M)	$3H_2$	N_2	$2NH_3$
التراكيز عند الاتزان	0.1	0.1	0.02

$$K_{C_1} = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 [N_2]}$$

$$K_{C_1} = \frac{(0.02)^2}{(0.1)^3 (0.1)} = \frac{(2 \times 10^{-2})^2}{(10^{-1})^3 * (10^{-1})}$$

$$K_{C_1} = \frac{4 \times 10^{-4}}{10^{-3} * 10^{-1}} = \frac{4 \times 10^{-4}}{10^{-4}}$$

$$K_{C_1} = 4$$

$$NH_{3(g)} \rightleftharpoons \frac{3}{2} H_{2(g)} + \frac{1}{2} N_{2(g)} \qquad K_{C_2} = ??$$

] عند مقارنة المعادلة الكيميائية الأولى (معلومة ألـ K_{C_1}) مع المعادلة الثانية (مجهولة ألـ K_{C_2}) نلاحظ تم قلب المعادلة الأولى وضربها x $\frac{1}{2}$ [اي يمكن حساب K_{C_2} كالأتي :

$$K_{C_2} = \left(\frac{1}{K_{C_1}} \right)^{\frac{1}{2}} = \sqrt{\frac{1}{4}}$$

$$K_{C_2} = \frac{1}{2} = 0.5$$

تمرين (2 - 12) في الكتاب صفحة 83 / وزاري 2013 الدور الثاني

وضع مول واحد من بروميد الهيدروجين في وعاء مغلق حجمه لتر واحد وبدرجة حرارة معينة وصل التفاعل الغازي الى حالة الاتزان ، فوجد ان المتكون من غاز البروم 0.2 mol حسب التفاعل الاتي : $2HBr_{(g)} \rightleftharpoons H_{2\,(g)} + Br_{2\,(g)}$

فما عدد مولات غاز HBr في خليط الاتزان لإناء اخر حجمه 1.0 L الناتج من خلط غازي البروم والهيدروجين بكميات 2.0 mol لكل منهما .

الجواب

$$M\ (mol/L) = \frac{n\ (mol)}{V\ (L)} = \frac{n\ (mol)}{1\ (L)} = n\ (mol)$$

التفاعـــل في الإناء الأول :

	$2HBr_{(g)} \rightleftharpoons H_{2\,(g)} + Br_{2\,(g)}$		
التركيــز (M)	2HBr	H_2	Br_2
التراكيز الابتدائية	1	0	0
التغير في التراكيز	- 2 X	+ X	+ X
التراكيز عند الاتزان	1 - 2 X 0.6	X 0.2	X 0.2

عند الاتزان

Br_2 المتكون من = X

X = 0.2 M

[HBr] = 1 - 2 X → [HBr] = 1 - (2 * 0.2) → [HBr] = 1 - 0.4

[HBr] = 0.6 M

$$K_{C_1} = \frac{[Br_2][H_2]}{[HBr]^2} \rightarrow K_{C_1} = \frac{0.2 * 0.2}{(0.6)^2}$$

$$K_{C_1} = \frac{0.04}{0.36} \rightarrow K_{C_1} = \frac{4 \times 10^{-2}}{36 \times 10^{-2}} \rightarrow K_{C_1} = \frac{4}{36}$$

$$K_{C_1} = \frac{1}{9}$$

تكملة الحل

التفاعل في الإناء الثاني : حجم الوعاء = 1 L

	$H_{2\,(g)}$ + $Br_{2\,(g)} \rightleftarrows$ $2HBr_{(g)}$		
التركيز (M)	H_2	Br_2	2HBr
التراكيز الابتدائية	2	2	0
التغير في التراكيز	- X	- X	+ 2 X
التراكيز عند الاتزان	2 - X	2 - X	2 X

ان التفاعل الثاني هو عكس التفاعل الاول

و يمكن حساب ثابت الاتزان K_{C_2} لتفاعل في الاناء الثاني من التفاعل في الاناء الاول K_{C_1} حيث ثابت الاتزان الثاني K_{C_2} هو مقلوب ثابت الاتزان الاول K_{C_1} .

$$K_{C_2} = \frac{1}{K_{C_1}}$$

$$K_{C_2} = \frac{1}{\left(\frac{1}{9}\right)}$$

$$K_{C_2} = 9$$

$$K_{C_2} = \frac{[HBr]^2}{[H_2][Br_2]}$$

$$9 = \frac{(2X)^2}{(2-X)(2-X)} \Rightarrow 9 = \frac{(2X)^2}{(2-X)^2}$$

نجذر طرفي المعادلة فنحصل على : $3 = \frac{2X}{2-X}$

$2X = 3(2 - X)$

$2X = 6 - 3X$

$2X + 3X = 6 \Rightarrow 5X = 6$

$X = \frac{6}{5} = 1.2\ M$

تركيز HBr عند الاتزان $[HBr] = 2X = 2 * 1.2 = 2.4\ (mol / L)$ **عند التزان**

عدد مولات HBr عند الاتزان $n_{HBr} = M \times V = 2.4 \times 1 =$ **2.4 (mol)**

تمرين (2 - 13) في الكتاب صفحة 83

وجد ان ثابت الاتزان للضغوط الجزئية بدرجة حرارة 2000 K لكل من التفاعلات الاتية هي :

$$\frac{1}{2} Br_{2\,(g)} + \frac{1}{2} F_{2\,(g)} \rightleftharpoons BrF_{(g)} \qquad K_P = 150$$

$$\frac{1}{2} Br_{2\,(g)} + \frac{3}{2} F_{2\,(g)} \rightleftharpoons BrF_{3\,(g)} \qquad K_P = 2.5$$

احسب ثابت الاتزان K_C للتفاعل : $BrF_{3\,(g)} \rightleftharpoons BrF_{(g)} + F_{2\,(g)}$

الجواب

تبقى المعادلة الاولى دون تغيّر ، أما المعادلة الثانية فتنقلب فقط

$$\frac{1}{2} Br_{2\,(g)} + \frac{1}{2} F_{2\,(g)} \rightleftharpoons BrF_{(g)} \qquad K_{P_1} = 150$$

$$BrF_{3\,(g)} \rightleftharpoons \frac{1}{2} Br_{2\,(g)} + \frac{3}{2} F_{2\,(g)} \qquad K_{P_2} = \frac{1}{2.5} = 0.4$$

1

$$BrF_{3\,(g)} \rightleftharpoons BrF_{(g)} + F_{2\,(g)} \qquad K_{P_3} = ??$$

$$K_{P_3} = K_{P_1} \times K_{P_2}$$

$$K_{P_3} = 150 \times 0.4$$

$$K_{P_3} = 60$$

$$\Delta n_g = \sum n_{g\,(P)} - \sum n_{g\,(R)}$$

$$\Delta n_g = [1+1] - 1$$

$$\Delta n_g = 2 - 1 = 1$$

$$K_{C_3} = K_{P_3} (RT)^{-\Delta n_g}$$

$$K_{C_3} = 60 (0.082 * 2000)^{-(1)}$$

$$K_{C_3} = 60 (164)^{-1}$$

$$K_{C_3} = \frac{60}{164}$$

$$K_{C_3} = 0.365$$

رحلة التفوق في السادس

سؤال (2 - 14) في الكتاب صفحة 100

يتزن التفاعل الاتي $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$ عند درجة $377\ C^{\circ}$ وقيمة ثابت الاتزان K_C تساوي 1.96 . أحسب قيم ثوابت الاتزان للتفاعلات التالية وبنفس درجة الحرارة .

أ - $2NH_{3(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 3H_{2(g)}$

ب - $\frac{1}{2}N_{2(g)} + \frac{3}{2}H_{2(g)} \rightleftharpoons NH_{3(g)}$

ج - $NH_{3(g)} \rightleftharpoons \frac{1}{2}N_{2(g)} + \frac{3}{2}H_{2(g)}$

الجواب

التفاعل (أ) مقلوب المعادلة الرئيسية :

$$K_{C_2} = \frac{1}{K_{C_1}} = \frac{1}{1.96}$$

$$K_{C_2} = 0.51$$

التفاعل (ب) المعادلة الرئيسية مضروبة x $\frac{1}{2}$:

$$K_{C_3} = (K_{C_1})^{\frac{1}{2}} = (1.96)^{\frac{1}{2}}$$

$$K_{C_3} = 1.4$$

التفاعل (ج) مقلوب المعادلة الرئيسية و مضروبة x $\frac{1}{2}$:

$$K_{C_4} = \left(\frac{1}{K_{C_1}}\right)^{\frac{1}{2}} = \left(\frac{1}{1.96}\right)^{\frac{1}{2}}$$

$$K_4 = 0.7$$

سؤال (2 - 15) في الكتاب صفحة 100

ثابت الاتزان K_C يساوي 4.2×10^{-7} للتفاعل المتزن : $CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$

و K_C يساوي 4.7×10^{-9} للتفاعل $CaCO_{3\,(S)} \rightleftharpoons Ca^{+2} + CO_3^{-2}$

و K_C يساوي 4.8×10^{-11} للتفاعل $HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{-2}$

فما ثابت الاتزان K_C للتفاعل المتزن :

$$CO_2 + CaCO_{3\,(S)} + H_2O \rightleftharpoons Ca^{+2} + 2HCO_3^-$$

الجواب

تبقى المعادلة الأولى و المعادلة الثانية دون تغيير ، و نقلب المعادلة الثالثة .

$$CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^- \qquad K_{C_1} = 4.2 \times 10^{-7}$$

$$CaCO_{3\,(S)} \rightleftharpoons Ca^{+2} + CO_3^{-2} \qquad K_{C_2} = 4.7 \times 10^{-9}$$

$$H^+ + CO_3^{-2} \rightleftharpoons HCO_3^- \qquad K_{C_3} = \frac{1}{4.8 \times 10^{-11}}$$

$$CO_2 + CaCO_{3\,(S)} + H_2O \rightleftharpoons Ca^{+2} + 2HCO_3^-$$

$$K_{C_4} = K_{C_1} \times K_{C_2} \times K_{C_3}$$

$$K_{C_4} = 4.2 \times 10^{-7} \times 4.7 \times 10^{-9} \times \frac{1}{4.8 \times 10^{-11}} = \frac{19.75 \times 10^{-16}}{4.8 \times 10^{-11}}$$

$$K_{C_4} = 4.1 \times 10^{-5}$$

سؤال (2 - 29) في الكتاب صفحة 102

وجد ان ثابت الاتزان بدلالة الضغوط الجزئية K_P بدرجة حرارة 1000 K للتفاعلات :

$$C_{(S)} + \frac{1}{2} O_{2\,(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} \qquad K_P = 2.9 \times 10^{10}$$

$$C_{(S)} + O_{2\,(g)} \rightleftharpoons CO_{2\,(g)} \qquad K_P = 5 \times 10^{20}$$

احسب ثابت الاتزان بدلالة K_C للتفاعل : $2CO_{(g)} + O_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2CO_{2\,(g)}$

الجواب

نقلب المعادلة الاولى ونضربها x 2 .

المعادلة الثانية نضربها x 2 أيضاً .

$$2CO_{(g)} \rightleftharpoons 2C_{(S)} + O_{2\,(g)} \qquad K_{P_1} = \left(\frac{1}{2.9 \times 10^{10}} \right)^2 = \frac{1}{8.41 \times 10^{20}}$$

$$2C_{(S)} + 2O_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2CO_{2\,(g)} \qquad K_{P_2} = (5 \times 10^{20})^2 = 25 \times 10^{40}$$

$$2CO_{(g)} + O_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2CO_{2\,(g)}$$

$$K_{P_3} = K_{P_1} \times K_{P_2}$$

$$K_{P_3} = \frac{1}{8.41 \times 10^{20}} \times 25 \times 10^{40}$$

$$K_{P_3} = \frac{25 \times 10^{20}}{8.14} = 3 \times 10^{20}$$

$$\Delta n_g = \sum n_{g\,(P)} - \sum n_{g\,(R)}$$

$$\Delta n_g = 2 - 3 = -1$$

$$K_C = K_P (R T)^{-\Delta n_g}$$

$$K_C = 3 \times 10^{20} (0.082 * 1000)^{-(-1)} = 3 \times 10^{20} \times (82)^{+1}$$

$$K_C = 246 \times 10^{20}$$

$$K_C = 2.4 \times 10^{22}$$

رحلة التفوق في السادس
عطاءٌ بلا حدود

حاصل التفاعل (Q)

هو حاصل ضرب التراكيز المولارية للمواد الناتجة من التفاعل مقسوماً على حاصل ضرب التراكيز المولارية للمواد المتفاعلة كلاً منها مرفوع لأُس يساوي عدد مولاتها التي تظهر في معادلة التفاعل الموزونة قبل حالة الاتزان .

يمكن تحديد اتجاه التفاعل من مقارنة قيمة حاصل التفاعل Q مع قيمة ثابت الاتزان K_{eq} :

1 – اذا كان حاصل التفاعل Q اصغر من ثابت الاتزان K_{eq} ($Q < K_{eq}$) فان التفاعل **أمامي** .

2 – اذا كان حاصل التفاعل Q اكبر من ثابت الاتزان K_{eq} ($Q > K_{eq}$) فان التفاعل **عكسي** .

3 – اذا كان حاصل التفاعل Q = ثابت الاتزان K_{eq} ($Q = K_{eq}$) فان التفاعل في **حالة اتزان** .

تمرين (2 - 14) في الكتاب صفحة 84 — وزاري 2015 الدور الاول

للتفاعل الغازي : $2NH_{3(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 3H_{2(g)}$ ثابت الاتزان له يساوي 9.0 .

1) هل ان مزيج مكون من 2.0 mol من كل من الغازات N_2 ، H_2 ، NH_3 في وعاء مغلق حجمه 1.0 L يمثل حالة الاتزان ولماذا ؟

2) لو افترضنا ان المزيج غير متزن ، ما حجم الاناء اللازم لجعله متزناً ؟

الجواب

1– يمكن تحديد حالة الاتزان من مقارنة قيمة Q مع قيمة K_c ، لذا نحسب قيمة Q للتفاعل :

حجم الوعاء = 1 L

$$M\,(mol/L) = \frac{n\,(mol)}{V\,(L)} = \frac{n\,(mol)}{1\,(L)} = n\,(mol)$$

	$2NH_{3(g)} \rightleftharpoons N_{2(g)} + 3H_{2(g)}$		
التركيز (M)	$2NH_3$	N_2	$3H_2$
التراكيز المفترضة	2	2	2

$$Q = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 [N_2]}$$

$$Q = \frac{(2)^2}{(2)^3 (2)} = \frac{4}{8 * 2} = \frac{4}{16}$$

$$Q = \frac{1}{4} = 0.25$$

التفاعل غير متزن لان $Q \neq K_C$

2 – نفرض ان حجم إناء التفاعل = V ، لذا تكون تراكيز المزيج عند الاتزان :

$$M = \frac{n\,(mol)}{V\,(L)} = \frac{2}{V}\ (mol / L)$$

	$3H_{2\,(g)} + N_{2\,(g)} \rightleftarrows 2NH_{3\,(g)}$		
التركيز (M)	$3H_2$	N_2	$2NH_3$
التراكيز عند الاتزان	$\frac{2}{V}$	$\frac{2}{V}$	$\frac{2}{V}$

$$K_C = \frac{[NH_3]^2}{[H_2]^3 [N_2]}$$

$$9 = \frac{\left(\frac{2}{V}\right)^2}{\left(\frac{2}{V}\right)^3 \left(\frac{2}{V}\right)} = \frac{1}{\left(\frac{2}{V}\right)\left(\frac{2}{V}\right)}$$

$$9 = \frac{1}{\frac{4}{V^2}}$$

$$9 = \frac{V^2}{4}$$

$$V^2 = 9 \times 4 = 36$$

$V = 6\ L$ الحجم اللازم لجعل التفاعل متزن

ملاحظة : اذا كانت التراكيز الابتدائيـــة معلومة للمواد المتفاعلة والناتجة ، عندها نحسب قيمـــة حاصل التفاعل Q ونقارنه مع قيمة K_{eq} لتحديد اتجاه التفاعل (كما هو موضح في موضوع حاصل التفاعل)

تمرين (2 - 15) في الكتاب صفحة 85

في اناء حجمه 2 L سخن 1.4 mol من مزيج من الغازات HBr ، H_2 ، Br_2 الى درجة حرارة معينة حتى وصل التفاعل حالة الاتزان .

$$H_{2\,(g)} + Br_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2HBr_{(g)}$$

فاذا علمت ان ثابت الاتزان لتكوين مول واحد من HBr من غازي H_2 و Br_2 بدلالة الضغوط الجزئية K_P يساوي 0.25 فما عدد مولات المواد الناتجة والمتبقية في الاناء عند الاتزان .

الجواب

في السؤال أعطى قيمة ثابت الاتزان ($K_P = 0.25$) لتكوين واحد مول من HBr من غازي H_2 و Br_2 ، إذا نكتب معادلة تكوين واحد مول من HBr من تفاعل غازي H_2 و Br_2 :

$$\frac{1}{2}H_{2\,(g)} + \frac{1}{2}Br_{2\,(g)} \rightleftharpoons HBr_{(g)} \qquad K_{P_1} = 0.25$$

$$\Delta n_g = \sum n_{g\,(P)} - \sum n_{g\,(R)}$$

$$\Delta n_g = 1 - [\frac{1}{2} + \frac{1}{2}]$$

$$\Delta n_g = 1 - 1 = 0$$

$$K_{C_1} = K_{P_1}(RT)^{-\Delta n_g} \longrightarrow K_{C_1} = 0.25\ (RT)^0$$

$$K_{C_1} = 0.25 \qquad (K_{C_1} = K_{P_1})$$

التفاعل المطلوب : $H_{2\,(g)} + Br_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2HBr_{(g)} \qquad K_{C_2} = ?$

نلاحظ في التفاعل المطلوب ان المتكون 2 مول من $HBr_{(g)}$ (اي نضرب المعادلة المعلومة x 2) ،

نحسب K_{C_2} للتفاعل المطلوب من العلاقة :

$$K_{C_2} = (K_{C_1})^2$$

$$K_{C_2} = (0.25)^2$$

$$K_{C_2} = 0.0625$$

التراكيز الابتدائية للمواد :

$$M = \frac{n\,(mol)}{V\,(L)} = \frac{1.4\,(mol)}{2\,(L)} = 0.7\ M$$

	$H_{2\,(g)} + Br_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2HBr_{(g)}$		
التركيز (M)	H_2	Br_2	2HBr
التراكيز الابتدائية	0.7	0.7	0.7

نحسب قيمة Q (من التراكيز الابتدائية) لتحدد اتجاه التفاعل :

$$Q = \frac{[HBr]^2}{[H_2][Br_2]}$$

$$Q = \frac{(0.7)^2}{(0.7)(0.7)} = \frac{(0.7)^2}{(0.7)^2} = 1$$

بما ان قيمة Q اكبر من قيمة K_{C_2} ($Q > K_{C_2}$) فان التفاعل عكسي (اي باتجاه المتفاعلات)

	$H_{2\,(g)} + Br_{2\,(g)} \rightleftarrows 2HBr_{(g)}$		
التركيز (M)	H_2	Br_2	2HBr
التراكيز الابتدائية	0.7	0.7	0.7
التغير في التراكيز	+ X	+ X	- 2 X
التراكيز عند الاتزان	0.7 + X	0.7 + X	0.7 - 2 X

$$K_{C_2} = \frac{[HBr]^2}{[H_2][Br_2]}$$

$$0.0625 = \frac{(0.7 - 2X)^2}{(0.7 + X)(0.7 + X)}$$

$$0.0625 = \frac{(0.7 - 2X)^2}{(0.7 + X)^2}$$

نجذر طرفي المعادلة

$$0.25 = \frac{0.7 - 2X}{0.7 + X}$$

$$0.7 - 2X = 0.25 (0.7 + X)$$

$$0.7 - 2X = 0.25 * 0.7 + 0.25X$$

$$0.7 - 2X = 0.175 + 0.25X$$

$$0.7 - 0.175 = 0.25X + 2X$$

$$2.25X = 0.525$$

$$X \; \frac{0.525}{2.25} = 0.233 \text{ M}$$

عند الاتزان

(عند الاتزان) $[HBr] = 0.7 - 2X = 0.7 - (2 * 0.233) = 0.7 - 0.466$

$[HBr] = 0.234\ M$

نحسب عدد مولات HBr من العلاقة الاتية :

$n_{HBr} = M_{HBr}\ (mol / L) * V (L)$

$n_{HBr} = 0.234 * 2$

$n_{HBr} = 0.468\ mol$

(عند الاتزان) $[H_2] = [Br_2] = 0.7 + X = 0.7 + 0.233$

$[H_2] = [Br_2] = 0.933\ M$

نحسب عدد مولات H_2 و Br_2 كالاتي :

$n_{H_2} = M_{H_2}\ (mol / L) * V (L)$

$n_{H_2} = 0.933 * 2$

$n_{H_2} = 1.866\ mol$

$n_{Br_2} = M_{Br_2}\ (mol / L) * V (L)$

$n_{Br_2} = 0.933 * 2$

$n_{Br_2} = 1.866\ mol$

تذكير

1 يكـــون اتجاه التفاعل امامي دائماً في التفاعلات التي يكون فيها تركيز المواد الناتجة صفر في بداية التفاعل .

2 اذا كانت التراكيز الابتدائيــة معلومة للمواد المتفاعلة والناتجة ، عندها نحسب قيمـــة حاصل التفاعل Q ونقارنه مع قيمة K_{eq} لتحديد اتجاه التفاعل (كما هو موضح في موضوع حاصل التفاعل)

سؤال (2 - 17) في الكتاب صفحة 100

ثابت الاتزان K_C يساوي 19.9 بدرجة حرارة 2500 K
للتفاعل المتزن : $2ClF_{(g)} \rightleftharpoons Cl_{2(g)} + F_{2(g)}$ ، ماذا يحدث لحالة الاتـــــزان اذا كانت تراكيز الخليط $[Cl_2] = 0.2\ M$ ، $[F_2] = 1\ M$ ، $[ClF] = 1.2\ M$

الجواب

نحسب قيمة Q ثم نقارنها مع قيمة K_C لتحديد حالة الاتزان

$$Q = \frac{[ClF]^2}{[Cl_2][F_2]} = \frac{(1.2)^2}{(0.2)(1)}$$

$$Q = 7.2$$

قيمة K_C اكبر من قيمة Q ($Q < K_C$) لذا فان التفاعل ينزاح نحو الامام (اي التفاعل امامي) .

سؤال (2 - 30) في الكتاب صفحة 102

في وعاء مغلق حجمه لتر واحد يتفاعل غاز CO مع بخار الماء وتكوين غاز CO_2 و H_2 بدرجة حرارة 700K ما تراكيز خليط الغازات عند وصولها الى حالة الاتزان اذا تم وضع مول واحد من كل من المتفاعلات والنواتـــج علماً ان ثابت الاتزان K_C لهذا التفاعل يساوي 5.29 . استفد : $\sqrt{5.29} = 2.3$

الجواب

حجم الوعاء = 1 L

$$M\ (mol/L) = \frac{n\ (mol)}{V\ (L)} = \frac{n\ (mol)}{1\ (L)} = n\ (mol)$$

	$CO_{(g)} + H_2O_{(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + H_{2(g)}$			
التركيز / M	CO	H_2O	CO_2	H_2
التراكيز الابتدائية	1	1	1	1

تكملة الحل

نحسب قيمة حاصل التفاعل (Q) لتحديد اتجاه سير التفاعل من العلاقة :

$$Q = \frac{[CO_2][H_2]}{[CO][H_2O]}$$

$$Q = \frac{1 \times 1}{1 \times 1} = 1$$

عند مقارنة قيمة حاصل التفاعل (Q) مع قيمة ثابت الاتزان (K_c) نلاحظ ان قيمة حاصل التفاعل اقل من قيمة ثابت الاتزان ($Q < K_c$) لذا فان التفاعل أمامي .

	$CO_{(g)} + H_2O_{(g)} \rightleftharpoons CO_{2(g)} + H_{2(g)}$			
التركيز / M	CO	H_2O	CO_2	H_2
التراكيز الابتدائية	1	1	1	1
التغير في التراكيز	- X	- X	+ X	+ X
التراكيز عند الاتزان	1 - X	1 - X	1 + X	1 + X

$$K_c = \frac{[CO_2][H_2]}{[CO][H_2O]} \rightarrow 5.29 = \frac{(1+X)(1+X)}{(1-X)(1-X)}$$

$$5.29 = \frac{(1+X)^2}{(1-X)^2}$$

نجذر الطرفين

$$2.3 = \frac{(1+X)}{(1-X)}$$

$$1 + X = 2.3(1 - X) \rightarrow 1 + X = 2.3 - 2.3X$$

$$X + 2.3X = 2.3 - 1 \rightarrow 3.3X = 1.3$$

$$X = \frac{1.3}{3.3} = 0.393 \ (mol / L)$$

تركيز CO و H_2O عند الاتزان :

$$[CO] = [H_2O] = 1 - X = 1 - 0.393 = 0.607 \ (mol / L)$$

تركيز CO_2 و H_2 عند الاتزان :

$$[CO_2] = [H_2] = 1 + X = 1 + 0.393 = 1.393 \ (mol / L)$$

ملاحظات

1 - اذا اعطيت تراكيز ابتدائية معلومة للمواد المتفاعلة والناتجة فيمكن تحديد اتجاه التفاعل من مقارنة قيمة حاصل التفاعل Q مع قيمة ثابت الاتزان K_{eq} (كما موضح في موضوع حاصل التفاعل) .

(كما في تمرين 14 و تمرين 15 ،، وسؤال 17 و سؤال 30)

2 – اذا كانت التراكيز الابتدائية للمواد المتفاعلة والناتجة مجهولة ، مع ذكر تركيز احدها ، فيمكن تحديد تجاه التفاعل من مقارنة تراكيزها عند الاتزان وكما يلي :

أ - اذا ازداد تركيز النواتج عند الاتزان فان اتجاه التفاعل يكون امامي ، اما اذا انخفض تركيز النواتج عند الاتزان فان التفاعل خلفي (عكسي) .

ب – اذا ازداد تركيز المتفاعلات عند الاتزان فان التفاعل خلفي (عكسي) ، اما اذا انخفض تركيز المتفاعلات عند الاتزان فان التفاعل امامي . **كما في سؤال** (16 – 2)

سؤال (2 - 16) في الكتاب صفحة 100

في التفاعل الافتراضي الغازي $2A + B \rightleftharpoons 3C$ وفي اناء حجمه لتر واحد وضع 3 mol من B مع مولات مختلفة من A ، C وعند وصول التفاعل حالة الاتزان وجد ان اناء التفاعل يحتوي على 6 mol من C وكذلك 6 mol من A . ما عدد مولات كل من C ، A قبل بدء التفاعل علماً بان K_C للتفاعل = 1.5

الجواب

الحجم V = 1 لتر
M = n

عند الاتزان

[A] = 6 M
[C] = 6 M
[B] = ? M

$$K_C = \frac{[C]^3}{[A]^2 [B]} \rightarrow 1.5 = \frac{(6)^3}{(6)^2 [B]}$$

$$1.5 [B] = 6 \rightarrow [B] = \frac{6}{1.5}$$

[B] = 4 M **عند الاتزان**

ان تركيز المادة B الابتدائي هو 3 M بينما تركيزها عند الاتزان اصبح 4 M .اي ازداد تركيز B

ملحوظة

ان اتجاه هذا التفاعل عكسي (خلفي) ، وذلك لان تركيز المادة B المتفاعلة قد ازداد عند الاتزان واصبح 4 بينما كان في بداية التفاعل 3 .

	$2A + B \rightleftharpoons 3C$		
atm / التركيز	2A	B	3C
التراكيز الابتدائية	Y	3	Z
التغير في التراكيز	+ 2 X	+ X	- 3 X
التراكيز عند الاتزان	Y + 2 X = 6	3 + X = 4	Z - 3 X = 6

($M\ (mol/L) = \frac{n}{V} = \frac{n}{1} = n\ (mol)$ اي V = 1 L حجم الاناء لتر واحد)

عند الاتزان

$[B] = 3 + X$ ➡ $4 = 3 + X$ ➡ $X = 4 - 1$ ➡ $X = 1\ M$

$[A] = Y + 2X$

$6 = Y + 2 * 1$ ➡ $Y = 6 - 2$ ➡ $Y = 4\ M$

عدد مولات المادة A في بداية التفاعل = Y = 4 M = **4 mol**

عند الاتزان $[C] = Z - 3X$

$6 = Z - 3 * 1$

$Z = 6 + 3 = 9\ M$

عدد مولات المادة C في بداية التفاعل = Z = 9 M = **9 mol**

العلاقة بين الطاقة الحرة ΔG وقيمة حاصل التفاعل (Q)

التفاعل العام الاتي :
$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$

ترتبط الطاقة الحرة غير القياسية ΔG مع الطاقة الحرة القياسية ΔG° لهذا التفاعل العام بالعلاقة الاتية :

قبل الاتزان

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

حاصل قسمة التراكيز $\frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$ قبل الاتزان تمثل قيمة حاص التفاعل Q اي :

$$Q = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

لذا تصبح العلاقة بالشكل :

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

حيث : R ثابت الغاز ويساوي بوحدات الطاقة ($R = 8.314 \ J / K.mol$)

T درجة الحرارة بوحدة الكلفن

❁ عند وصول التفاعل الى حالة الاتزان فان قيمة الطاقة الحرة غير القياسية ΔG تكون صفراً ، اي :

$$\Delta G = 0$$

وكذلك عند الاتزان يصبح $Q = K_{eq}$

عند التعويض بالعلاقة الأخيرة عن قيمة ($\Delta G = 0$) و عن ($Q = K_{eq}$) ، فتصبح العلاقة على الصورة الاتية :

$$\Delta G^\circ = - RT \ln K_{eq}$$

حيث : ΔG° الطاقة الحرة القياسية للتفاعل

K_{eq} ثابت الاتزان الكيميائي

العلاقة بين ΔG° و قيمة K_{eq} وتلقائية التفاعل

K_{eq}	$\ln K_{eq}$	ΔG°	ملاحظات
$K_{eq} > 1$	موجبة	سالبة (−)	التفاعل تلقائي ، ويكون امامي باتجاه النواتج
$K_{eq} < 1$	سالبة	موجبة (+)	التفاعل غير تلقائي ، ويكون عكسي باتجاه المتفاعلات .
$K_{eq} = 1$	0	0	التفاعل في حالة الاتزان

تمرين (2 - 16) في الكتاب صفحة 86

احسب ثابت الاتزان K_p للتفاعل التالي عند درجة حرارة $25\ C^\circ$ وضغط 1 atm .

$$2H_2O_{(l)} \rightleftharpoons 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$$

اذا علمت ان الطاقة الحرة القياسية لتكوين الماء هي : $\Delta G_f^\circ\ (H_2O) = -237\ KJ/mol$

وبين هل يحدث هذا التفاعل تلقائياً في درجة حرارة $25\ C^\circ$.

علما ان : $\log 6.8 = 0.83$

جواب السؤال

جواب تمرين (2 - 16)

$$2H_2O_{(l)} \rightleftharpoons 2H_{2\,(g)} + O_{2\,(g)}$$

$$\Delta G_r^\circ = \sum n\,\Delta G_f^\circ{}_{(P)} - \sum n\,\Delta G_f^\circ{}_{(R)}$$

$$\Delta G_r^\circ = [\ 2 \times \Delta G_f^\circ{}_{(H_2)} + \Delta G_f^\circ{}_{(O_2)}\ ] - [\ 2 \times \Delta G_f^\circ{}_{(H_2O)}\ ]$$

$$\Delta G_r^\circ = [\ 2 \times 0 + 0\ ] - [\ 2 \times (-237)\ ] = 0 - (-474)$$

$$\Delta G_r^\circ = 474\ (KJ/mol)$$

نحول وحدة الطاقة الحرة ΔG_r° من (KJ/mol) الى (J/mol) :

$$\Delta G_r^\circ = 474 \times 1000 = 474000\ (J/mol)$$

$$T(K) = t(C^\circ) + 273$$

$$T = 25 + 273 = 298\ K$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_{eq}$$

$$474000 = -8.314 * 298 \ln K_P$$

$$474000 = -2\,477.57 \ln K_{eq}$$

$$\ln K_P = -\frac{474000}{2477.57} = -191.3$$

نحول ln الى log باستخدام العلاقة :

$$\ln K_{eq} = 2.3 \log K_{eq}$$

$$2.3 \log K_P = -191.3$$

نقسم الطرفين على log :

$$\log K_P = \frac{-191.3}{2.3} = -83.17$$

$$K_P = \log^{-}(-83.17)$$

$$K_P = 10^{-83.17}$$

$$K_P = 10^{-83.17} \times 10^{84} \times 10^{-84}$$

$$K_P = 10^{0.83} \times 10^{-84}$$

$$K_P = 6.8 \times 10^{-84}$$

$$K_P \approx 7 \times 10^{-84}$$

حيث $\log 6.8 = 0.83$

نقسم الطرفين على log نحصل على :

$$6.8 = \log^{-}(0.83)$$

$$6.8 = 10^{0.83}$$

سؤال (2 - 33) في الكتاب صفحة 102 وضح الفرق بين ΔG بين ΔG° واكتب العلاقة بينهما . متى تكون قيمة ΔG تساوي ΔG° اثبت ذلك حسابياً ؟

الجواب

ΔG هي مقدار التغير بالطاقة الحرة مقاسة بظروف غير قياسية .

ΔG° هي مقدار التغير بالطاقة الحرة القاسية وهي مقاسة بظروف قياسية ، والعلاقة بنهما هي :

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

تكون $\Delta G = \Delta G^\circ$ عندما قيمة $Q = 1$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln 1$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \times 0$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + 0$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ$$

سؤال (2 - 34) في الكتاب صفحة 102 اذا علمت ان ثابت التأين الذاتي للماء عند درجة حرارة $25\ C^\circ$ وضغط 1 atm تساوي 1×10^{-14} . احسب قيمة ΔG° للتأين . $H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

الجواب

$$T(K) = t(C^\circ) + 273 = 25 + 273 = 298\ K$$

$$\Delta G^\circ = -\ RT \ln K_{eq}$$

$$\Delta G^\circ = -\ (8.314 \times 298) \ln 10^{-14}$$

$$\Delta G^\circ = -\ 2477.57 \times 2.303 \log 10^{-14}$$

$$\Delta G^\circ = -\ 2477.57 \times 2.303 \times (-14)$$

$$\Delta G^\circ \approx +79881\ (J/mol)$$

قاعدة لو شاتليه

اذا اثر مؤثر خارجي مثل تغير التركيز او الحجم او الضغط او درجة الحرارة على تفاعل ما في حالة اتزان ، فان هذا التفاعل يتجه بالاتجاه الذي يقلل من تأثير ذلك المؤثر ليصل التفاعل الى حالة اتزان جديدة .

العوامل المؤثرة على حالة الاتزان :

1 – تأثير تغير التراكيز على موضع الاتزان :

أ - تأثير اضافة تراكيز للنواتج :

عند اضافة او زيادة تراكيز المواد الناتجة فانه يسبب خلل في حالة الاتزان ويتجه التفاعل بالاتجاه الذي يقلل من الكمية الزائدة من التركيز المضاف للنواتج اي ينشط التفاعل الخلفي (العكسي) نحو المتفاعلات الى ان يصل الى حالة اتزان مرة ثانية .

(تبقى قيمة K_{eq} ثابته)

$A \rightleftharpoons B$

اضافة زيادة من تركيز B

(هذه الإضافة تؤدي إلى إخلال في حالة الاتزان ويرجح التفاعل العكسي نحو المتفاعلات)

ب - تأثير إضافة تراكيز للمتفاعلات :

عند اضافة او زيادة تراكيز المواد المتفاعلة فانه يسبب خلل في حالة الاتزان ويتجه التفاعل بالاتجاه الذي يقلل من الكمية الزائدة من التركيز المضاف للمتفاعلات اي ينشط التفاعل الامامي نحو النواتج الى ان يصل الى حالة اتزان مرة ثانية .

(تبقى قيمة K_{eq} ثابته)

$A \rightleftharpoons B$

اضافة زيادة من تركيز A

(هذه الإضافة تؤدي إلى إخلال في حالة الاتزان ويرجح التفاعل الامامي نحو النواتج)

الخلاصة : الإضافة توجه التفاعل بالاتجاه المعاكس للإضافة للتخلص من الزيادة الحاصلة والعودة للاتزان ، اي إذا كانت الإضافة للنواتج يكون اتجاه التفاعل خلفي نحو المتفاعلات ، ما إذا كانت الإضافة للمتفاعلات فيكون اتجاه التفاعل أمامي نحو النواتج

ج - تأثير سحب تراكيز من النواتج :

عنـد سحب تراكيز من المواد الناتجة فانه يسبب خلل في حالة الاتزان ويتجه التفاعل بالاتجاه الأمامي نحو النواتج لتعويض عن النقص الحاصل في تركيز النواتج إلى أن يصل التفاعل إلى حالة اتزان مرة ثانية . (تبقى قيمة K_{eq} ثابته)

$A \rightleftharpoons B$

سحب تركيز من B

(سحب تراكيز من النواتج يؤدي إلى إخلال في حالة الاتزان ويرجح التفاعل الامامي نحو النواتج)

د - تأثير سحب تراكيز من المتفاعلات :

عنـد سحب تراكيز من المواد المتفاعلة فانه يسبب خلل في حالة الاتزان ويتجه التفاعل بالاتجاه الخلفي (العكسي) نحو المتفاعلات لتعويض عـن النقص الحاصل في تركيز المتفاعلات إلى أن يصل التفاعل إلى حالة اتزان مرة ثانية . (تبقى قيمة K_{eq} ثابته)

$A \rightleftharpoons B$

سحب من تركيز A

(سحب تراكيز من المتفاعلات يؤدي إلى إخلال في حالة الاتزان ويُنشط التفاعل العكسي نحو المتفاعلات)

السحب : السحب يوجه التفاعل باتجاه السحب لتعويض عن النقص الحاصل بالتركيز والعودة للاتزان ، اي إذا كان السحب من النواتج يكون اتجاه التفاعل أمامي نحو النواتج ، ما إذا كان السحب من المتفاعلات فيكون اتجاه التفاعل خلفي نحو المتفاعلات

❁ **في جميع الحالات أعلاه (أ ، ب ، ج ، د) (في حال الإضافة أو السحب) : تختل حالة الاتزان ولكن قيمة K_{eq} لا تتغير وتبقى ثابتة (بثبوت درجة الحرارة) .**

2 – تأثير تغير الضغط أو حجم إناء التفاعل على موضع الاتزان :

يؤثر تغير الضغط على حالة الاتزان في التفاعلات الكيميائية التي تكون فيها المواد في **الحالة الغازية** (**اي ان المواد الغازية هي فقط التي تتأثر بتغير الضغط**) ، حيث تأثير الضغط على المواد الصلبة و السائلة يكاد يكون مهملاً (لانه ضئيل جداً) .

❁ **لبيان تأثير الضغط على التفاعلات المتزنة هناك حالتان :**

1- التفاعلات التي يكون فيها $\Delta n_g \neq 0$:

اي عدد مولات المواد المتفاعلة ≠ عدد مولات المواد الناتجة

زيادة الضغط او نقصان الحجم :

ان زيادة الضغط او تقليص (نقصان) الحجم تؤدي الى اخلال في حالة الاتزان ويتجه التفاعل نحو عدد المولات او الحجوم الاقل للتخلص من تأثير زيادة الضغط ، **قيمة K_{eq} لا تتغير تبقى ثابتة .**

نقصان الضغط او زيادة الحجم :

ان نقصان الضغط او زيادة الحجم تؤدي الى اخلال في حالة الاتزان ويتجه التفاعل نحو عدد المولات او الحجوم الاكبر للتخلص من تأثير انخفاض الضغط ، **قيمة K_{eq} لا تتغير تبقى ثابتة .**

هناك نوعان من التفاعلات التي يكون فيها $\Delta n_g \neq 0$

أ عندما يكون عدد مولات او حجوم المتفاعلات اكبر من عدد مولات او حجوم النواتج :

اذا كانت - = Δn_g أي حجوم (او مولات) المتفاعلات اكبر من حجوم (او مولات) النواتج

س / التفاعل الغازي :

$$2SO_{2\,(g)} + O_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3\,(g)}$$

مولات	2mol	1mol	2mol
حجوم	2L	1L	2L

ما تأثير العوامل الآتية على موضع الاتزان وعلى قيمة K_{eq} :.

١- زيادة الضغط (او نقصان الحجم) ٢- نقصان الضغط (او زيادة الحجم)

الجواب

١- زيادة الضغط (او نقصان الحجم) :

(في هذا التفاعل $\Delta n_g = -1$ فان زيادة الضغط او تقليص الحجم تسبب خلل في حالة الاتزان وينشط التفاعل الامامي نحو المولات او الحجوم الاقل اي نحو تكوين SO_3) ، قيمة K_{eq} لا تتغير .

٢- نقصان الضغط (او زيادة الحجم) :

(في هذا التفاعل $\Delta n_g = -1$ فان نقصان الضغط او زيادة الحجم تنشط التفاعل العكسي نحو المولات او الحجوم الاكبر اي نحو المتفاعلات O_2 ، SO_2) ، قيمة K_{eq} لا تتغير .

ملاحظة : في معظم الاسئلة التي يطلب فيها بيان تاثير الضغط على حالة الاتزان وقيمة ثابت الاتزان K_p لا يعطي معادلة التفاعل ، ولكن يذكر قيمة Δn_g ، عندها يمكن كتابة معادلة افتراضية للتفاعل كلاتي :

مثلا ذكر في السؤال : قيمة Δn تساوي (1 -) . فتكون معادلة التفاعل الافتراضية : $2A \rightleftharpoons B$

او ذكر في السؤال : قيمة Δn تساوي (1 +) . فتكون معادلة التفاعل الافتراضية : $A \rightleftharpoons 2B$

(بعد ذلك يمكن الاجابة عن السؤال وبيان تاثير الضغط على حالة الاتزان وقيمة ثابت الاتزان K_p) .

ب - عندما يكون عدد مولات او حجوم النواتج اكبر من عدد مولات او حجوم المتفاعلات :

اذا كانت $\Delta n_g = +$ للتفاعل أي حجوم (او مولات) النواتج اكبر من حجوم (او مولات) المتفاعلات .

س / التفاعل الغازي :

$$2NO_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2NO_{(g)} + O_{2\,(g)}$$

	$2NO_{2\,(g)}$	$2NO_{(g)}$	$O_{2\,(g)}$
مولات	2mol	2mol	1mol
حجوم	2L	2L	1L

ما تأثير العوامل الآتية على موضع الاتزان وعلى قيمة K_{eq} **:**

١- زيادة الضغط (او نقصان الحجم) ٢- نقصان الضغط (او زيادة الحجم)

الجواب

١- زيادة الضغط (او نقصان الحجم) :

(في هذا التفاعل زيادة الضغط او تقليص الحجم ينشط التفاعل العكسي نحو المولات او الحجوم الاقل اي نحو NO_2) ، قيمة K_{eq} لا تتغير .

٢- نقصان الضغط او زيادة الحجم :

(في هذا التفاعل نقصان الضغط او زيادة الحجم تنشط التفاعل الامامي نحو المولات او الحجوم الاكبر اي نحو تكوين O_2 ، NO) ، قيمة K_{eq} لا تتغير .

2 - التفاعلات التي يكون فيها $\Delta n_g = 0$:

عدد مولات المواد المتفاعلة = عدد مولات المواد الناتجة

ان زيادة او انخفاض الضغط المسلط على هذا النوع من التفاعلات لا يؤثر في حالة الاتزان لان اي تغير في الضغط المسلط زيادة او نقصان سيكون تأثيره متساويا على جانبي التفاعل . **قيمة** K_{eq} **لا تتغير** .

مثل :

$$H_{2\,(g)} + Br_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2HBr_{(g)}$$

	H_2	Br_2	$2HBr$
مولات	1mol	1mol	2mol
حجوم	1L	1L	2L

لهذا التفاعل $\Delta n_g = 0$

التغيـــــر	اتجـاه التفاعـــل
زيادة الضغط	يتجه التفاعل باتجاه عدد المولات الاقل
نقصان الضغط	يتجه التفاعل باتجاه عدد المولات الاكثر
زيادة الحجم	يتجه التفاعل باتجاه عدد المولات الاكثر
نقصان الحجم	يتجه التفاعل باتجاه عدد المولات الاقل

3 - تأثير درجة الحرارة :

يمكن تقسيم التفاعلات الكيميائية من حيث انبعاث او امتصاص الحرارة الى قسمين هما :

أ - التفاعلات الماصة للحرارة ($\Delta H = +$)

ان التفاعل المتوازن يتضمن تفاعلين احدهما عكس الاخر اي يتضمن تفاعلين احدهما ماص للحرارة و الاخر باعث للحرارة .

ماص

$$A \rightleftharpoons B \qquad \Delta H = +$$

باعث

زيادة درجة الحرارة (تسخين) : زيادة درجة الحرارة في هذا النوع من التفاعلات يؤدي الى اخلال في حالة الاتزان ويتجه التفاعل بالاتجاه الذي يقود الى امتصاص الحرارة المضافة اي ان ارتفاع درجة الحرارة ينشط **التفاعل الماص للحرارة** اي التفاعل **الامامي** في التفاعل اعلاه ، **وبالتالي تزداد قيمة** K_{eq} .

خفض درجة الحرارة (تبريد) : ان خفض درجة الحرارة (التبريد) في هذا النوع من التفاعلات يؤدي الى اخلال في حالة الاتزان ويتجه التفاعل بالاتجاه الذي يقود الى انبعاث الحرارة ليتم التعويض عن الطاقة الحرارية اي ينشط **التفاعل العكسي الباعث** للحرارة في التفاعل اعلاه ، **وبالتالي تقل قيمة** K_{eq} .

ب - التفاعلات الباعثة للحرارة (ΔH = -)

$$A \underset{\text{ماص}}{\overset{\text{باعث}}{\rightleftharpoons}} B \qquad \Delta H = -$$

زيادة درجة الحرارة (تسخين) : زيادة درجة الحرارة في هذا النوع من التفاعلات يؤدي الى اخلال في حالة الاتزان ويتجه التفاعل بالاتجاه الذي يقود الى امتصاص الحرارة المضافة اي ان ارتفاع درجة الحرارة ينشط التفاعل الماص للحرارة اي التفاعـــل العكسي في التفاعل اعلاه ، **وبالتالي تقل قيمة** K_{eq} .

خفض درجة الحرارة (تبريد) : ان خفض درجة الحرارة (التبريد) في هذا النوع من التفاعلات يؤدي الى اخلال في حالة الاتزان ويتجه التفاعل بالاتجاه الذي يقود الى انبعاث الحرارة ليتم التعويض عن الطاقة الحرارية اي ينشط التفاعل الامامي الباعث للحرارة في التفاعل اعلاه ، **وبالتالي تزداد قيمة** K_{eq} .

الخلاصة :
ان زيادة درجة الحرارة (عملية التسخين) ترجح التفاعل الماص للحرارة من اجل التخلص من الزيادة الحاصلة في الحرارة
ان خفض درجة الحرارة (عملية التبريد) ترجح التفاعل الباعث للحرارة من اجل التعويض اعن النقص الحاصل في الحرارة

4 - تأثير العامل المساعـد :

س / العامل المساعد لا يؤثر على حالة الاتزان ولا على قيمة K_{eq} **؟ علل ذلك .**

الجواب

لأنـــه يؤثر على سرعة التفاعل الامامي بنفس تاثيره على سرعة التفاعل الخلفي لكنه لا يؤثر على تراكيز خليط الاتزان ، الا انه يسرع من الوصول الى حالة الاتزان اي ان الزمن اللازم للوصول الى حالة الاتزان سيكون اقل .

ملاحظة

عند ثبوت درجة الحرارة فان جميع العوامل التي ذكرت من تركيز وضغط وعامل مساعد **لا تؤثر** على قيمة ثابت الاتزان K_{eq} .

اي لا تتغير قيمة ثابت الاتزان K_{eq} الا بتغير درجة الحرارة .

تمرين (2 – 17) في الكتاب صفحة 91

للتفاعل المتزن الاتي : $5F_{2(g)} + Br_{2(g)} \rightleftharpoons 2BrF_{5(g)}$ ΔH للتفاعل تساوي 858 KJ عند درجة حرارة 1000 K و K_p للتفاعل تساوي 7.4×10^{-16} . بين هل قيمة K_p عند 1500 K للتفاعل اكبر ام اقل من قيمتها عند 1000 K للتفاعل نفسه .

الجواب

قيمة ΔH للتفاعل موجبة اي التفاعل ماص للحرارة (اي الامامي ماص والعكسي باعث) وعند رفع درجة الحرارة يتجه التفاعل نحو الامام نحو النواتج اي ينشط التفاعل الماص للحرارة وذلك للتخلص من الفائض في درجة الحرارة وبالتالي تزداد تراكيز الناتج عند الاتزان وتقل تراكيز المتفاعلات وبالتالي تزداد قيمة K_p للتفاعل عند درجة 1500 K ، اي قيمة K_p عند 1500 K اكبر من قيمته عند 1000 K . (لان ثابت الاتزان K_p يتناسب طرديا مع تراكيز النواتج)

ملاحظة

في اسئلة قاعدة لو شاتليه اذا اعطي في السؤال عاملين في ان واحد عامل الضغط والتركيز ، فان العامل المؤثر على حالة الاتزان في هذه الحالة هو **التركيز** فقط بغض النظر عن عامل الضغط اي يكون التأثير **للتركيز** لا للضغط . كما في تمرين (2 – 18) صفحة 92 الفقرة 2 .

تمرين (2 – 18) في الكتاب صفحة 92

وزاري 2014 الدور الاول

للتفاعل المتزن الاتي :

$$3O_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2O_{3\,(g)} \qquad \Delta H = 428 \ KJ/mol$$

ما تأثير كل من العوامل الاتية على حالة الاتزان وثابت الاتزان ؟

1) زيادة الضغط على التفاعل وذلك بانقاص حجم الاناء .

2) زيادة الضغط باضافة مزيد من O_2 الى النظام .

3) خفض درجة الحرارة .

4) اضافة عامل مساعد .

الجواب

$$3O_{2\,(g)} \rightleftharpoons 2O_{3\,(g)} \qquad \Delta H = +428 \ (KJ/mol)$$

1 - زيادة الضغط وذلك بإنقاص الحجم :

ان زيادة الضغط تؤدي الى اخلال في حالة الاتزان وينزاح التفاعل باتجاه المولات الاقل اي ينشط التفاعل الامامي نحو النواتج ، اما قيمة ثابت الاتزلان K_{eq} فانها لا تتغير .

2 اضافة مزيد من O_2 الى النظام :

ان زيادة تركيز O_2 يسبب خلل في حالة الاتزان و ينشط التفاعل الامامي اي ينزاح التفاعل نحو النواتج وذلك للتخلص من الزيادة في كمية O_2 ، اما قيمة ثابت الاتزلان K_{eq} فانها لا تتغير .

3 - خفض درجة الحرارة :

من قيمة ΔH يتبين ان التفاعل ماص للحرارة (اي الامامي ماص والعكسي باعث) وعند خفض درجة الحرارة تختل حالة الاتزان وينشط التفاعل العكسي اي يتجه التفاعل نحو الباعث للحرارة باتجاه المتفاعلات وذلك لتعويض النقص الحاصل في الحرارة وبالتالي يقل تركيز النواتج فتقل قيمة K_{eq} .

4 اضافة العامل المساعد :

اضافة العامل المساعد لا تؤثر على حالة الاتزان ولا على قيمة K_{eq} .

تمرين (2 – 19) في الكتاب صفحة 92

يصل مزيج الغازات C_2H_4 و H_2 و C_2H_6 الموضوعة في وعاء مغلق عند درجة $25\ C^{\circ}$ الى حالة الاتزان كما في التفاعل الاتي :

$$C_2H_{4\,(g)} + H_{2\,(g)} \rightleftharpoons C_2H_{6\,(g)} + 137\ (KJ/mol)$$

صف عدد من الاجراءات التي تؤدي الى رفع كمية C_2H_6 الناتجة من التفاعل .

الجواب

$$C_2H_{4\,(g)} + H_{2\,(g)} \underset{\text{ماص}}{\overset{\text{باعث}}{\rightleftharpoons}} C_2H_{6\,(g)} + 137\ (KJ/mol)$$

((ان الطاقة كتبت في جهة النواتج اي ان التفاعل باعث للحرارة ، و عدد مولات النواتج اقل من عدد مولات المتفاعلات $\Delta n_g = -1$))

1. **اضافة زيادة من المتفاعلات $H_{2\,(g)}$, $C_2H_{4\,(g)}$.**
2. **تبريد التفاعل .**
3. **سحب كميات من الناتج $C_2H_{6\,(g)}$.**
4. **زيادة الضغط او تقليل الحجم .**

سؤال (2 – 5) في الكتاب صفحة 98

للتفاعل المتزن الغازي الباعث للحرارة $N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2$ كيف تتغير حالة الاتزان ولماذا ؟

1) عند زيادة الضغط المسلط على التفاعل المتزن . 2) رفع درجة حرارة اناء التفاعل .

3) سحب غاز N_2O_4 المتكون عند الاتزان .

الجواب

1 – عند زيادة الضغط تختل حالة الاتزان وينزاح التفاعل نحو المولات الاقل (اي ينزاح التفاعل نحو الامام) وذلك للتخلص من تأثير زيادة الضغط والعودة الى الاتزان ثانيةً (حسب قاعدة لو شاتليه) .

2 – عند رفع درجة الحرارة تختل حالة الاتزان وينشط التفاعل الماص للحرارة (اي ينشط التفاعل الخلفي) وذلك للتخلص من الفائض بدرجة الحرارة وتعود حالة الاتزان من جديد (حسب قاعدة لو شاتليه) .

3 – عند سحب غاز N_2O_4 تختل حالة الاتزان وينزاح التفاعل نحو الامام (اي ينشط التفاعل الامامي) وذلك لتعويض النقص الحاصل في تركيز النواتج والعودة الى الاتزان ثانيةً (حسب قاعدة لو شاتليه) .

سؤال (2 – 6) في الكتاب صفحة 98

التفاعل الغازي المتزن الاتي $Cl_{2\,(g)} + PCl_{3\,(g)} \rightleftharpoons PCl_{5\,(g)}$ انثالبي التفاعل تساوي 92.5 KJ/mol

ما تأثير كل من العوامل التالية على حالة الاتزان وثابت الاتزان :

1 - خفض درجة الحرارة .
2 - اضافة زيادة من Cl_2 الى خليط الاتزان .
3 - سحب PCl_3 من خليط الاتزان .
4 - زيادة الضغط على خليط الاتزان .
5 - اضافة عامل مساعد .

الجواب

العامل	حالة الاتزان	ثابت الاتزان
1- خفض درجة الحرارة	ان $\Delta H = +$ أي ان التفاعل الامامي ماص للحرارة والتفاعل العكسي باعث للحرارة فان خفض درجة الحرارة تسبب خلل في حالة الاتزان وبالتالي ينزاح التفاعل بالاتجاه الباعث للحرارة (الاتجاه العكسي)	تقل قيمة K_{eq}
2- إضافة زيادة من Cl_2 الى خليط التوازن	يزداد تركيز النواتج فتختل حالة الاتزان ويتجه التفاعل بالاتجاه الذي يؤدي للتخلص من الزيادة الحاصلة بالنواتج أي يرجح التفاعل العكسي (الخلفي)	لا تتأثر قيمة K_{eq}
3- سحب PCl_3 من خليط الاتزان	يقل تركيز النواتج فتختل حالة الاتزان وينزاح التفاعل بالاتجاه الذي يقود للتعويض عن النقص الحاصل بالتركيز أي يرجح التفاعل الأمامي .	لا تتأثر قيمة K_{eq}
4 - زيادة الضغط على خليط الاتزان	ينزاح التفاعل نحو المولات الأقل لذا ينزاح نحو الخلف (أي يرجح التفاعل العكسي) .	لا تتأثر قيمة K_{eq}
5- إضافة العامل المساعد	يصل التفاعل الى حالة الاتزان بزمن اقل ولكن موضع الاتزان (اتجاه الاتزان) لايتأثر .	لا تتأثر قيمة K_{eq}

سؤال (2 – 7) في الكتاب صفحة 99

التفاعل المتزن الاتي : $2SO_{3(g)} \rightleftharpoons 2SO_{2(g)} + O_{2(g)}$ انثالبي التفاعل تساوي 198.2 KJ -

ماذا يحدث لتراكيز SO_2 و O_2 و SO_3 عند الاتزان بعـد .

1 - زيادة درجة حرارة التفاعل .

2 - تقليل الضغط المسلط على التفاعل .

3 - زيادة تركيز SO_2 في خليط الاتزان .

4 - اضافة عامل مساعد .

الجواب

العامـــــل	تركيز $[SO_2]$ و $[O_2]$ و $[SO_3]$
1- زيادة درجة الحرارة	التفاعل باعث للحرارة (الأمامي) لذا فان ارتفاع درجة الحرارة يزيح التفاعل نحو التفاعل العكسي الماص للحرارة أي ينزاح التفاعل نحو المتفاعلات فيزداد تركيز SO_2 و O_2 ، و يقل تركيز الناتج SO_3 .
2- خفض الضغط المسلط على التفاعل	خفض الضغط يزيح التفاعل نحو المولات الأكبر أي نحو المتفاعلات فيزداد تركيز المتفاعلات SO_2 و O_2 ، ويقل تركيز الناتج SO_3 .
3- زيادة تركيز SO_2 في خليط الاتزان	اضافة زيادة من SO_2 يسبب خلل في حالة الاتزان ويتجه التفاعل نحو الأمام أي ينزاح التفاعل نحو النواتج فيزداد تركيز الناتج SO_3 ، ويقل تركيز المتفاعلات SO_2 و O_2 .
4- اضافة عامل مساعد	لا يؤثر على تراكيز خليط الاتزان

سؤال (2 – 8) في الكتاب صفحة 99

هل يؤدي دائماً رفع درجة الحرارة اي تفاعل في حالة الاتزان الى زيادة في تراكيز النواتج ؟ اذا كانت اجابتك بالنفي فما التفاعلات التي تؤدي او لا تؤدي الى زيادة النواتج ؟ بين ذلك مع ذكر امثلة .

الجواب

لا يؤدي دائماً رفع درجة حرارة أي تفاعل في حالة اتزان إلى زيادة في تراكيز النواتج .

أمثلة لتفاعلات تؤدي و أخرى لا تؤدي رفع درجة الحرارة إلى زيادة النواتج :

1- التفاعلات التي تزداد نواتجها برفع درجة الحرارة هي التفاعلات التي يكون لها ($\Delta H = +$) حيث التفاعل الأمامي ماص للحرارة والعكسي باعث للحرارة ، وعند رفع درجة الحرارة يرجح التفاعل الماص للحرارة وذلك للتخلص من الزيادة في الحرارة أي ينزاح التفاعل نحو الأمامي نحو النواتج فيزداد تركيز المواد الناتجة .

2- التفاعلات التي لا تزداد نواتجها برفع درجة الحرارة هي التفاعلات التي يكون لها ($\Delta H = -$) حيث التفاعل الأمامي باعث للحرارة والعكسي ماص للحرارة وعند رفع درجة الحرارة يرجح التفاعل الماص للحرارة للتخلص من الزيادة الحاصلة في الحرارة أي ينزاح التفاعل العكسي نحو المتفاعلات فيقل تركيز المواد الناتجة .

سؤال (2 – 9) في الكتاب صفحة 99

للتفاعل المتزن الغازي الباعث للحرارة $2SO_{2(g)} + 2PbO_{(s)} \rightleftharpoons 3O_{2(g)} + 2PbS_{(s)}$ وضح تأثير كل من العوامل الاتية على حالة الاتزان وقيمة ثابت الاتزان .

1) خفض الضغط المسلط على التفاعل . 2) تبريد اناء التفاعل

العامل	حالة الاتزان	ثابت الاتزان
1- خفض الضغط المسلط على التفاعل	تختل حالة الاتزان وينزاح التفاعل نحو عدد المولات الاكبر أي ينزاح التفاعل نحو الخلف (نحو المتفاعلات) وذلك للتعويض عن النقص الحاصل في الضغط	لا تتأثر قيمة K_{eq}
2- تبريد اناء التفاعل	عند خفض درجة الحرارة يختل الاتزان ويتجه التفاعل باتجاه الباعث للحرارة أي ينزاح نحو الامام للتعويض عن النقص الحاصل في درجة الحرارة	تزداد قيمة K_{eq}

سؤال (2 – 10) في الكتاب صفحة 99

التفاعل الاتي الماص للحرارة يجري في اناء مغلق $CaO_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons CaCO_{3(S)}$ ماذا يحدث للتفاعل المتزن عند الاتي :

1 - تقليل حجم الاناء .
2 - اضافة مزيد من CaO لخليط الاتزان .
3 - سحب جزء من $CaCO_3$ من خليط الاتزان .
4 - اضافة مزيد من CO_2 الى خليط الاتزان .
5 - زيادة درجة الحرارة .

الجواب

العامــــــــل	حالــــــــة الاتـــــــــزان
1- تقليل حجم الإناء	تقليل الحجم (زيادة الضغط) يسبب خلل في الاتزان ويتجه التفاعل نحو عدد المولات الأقل أي ينزاح التفاعل بالاتجاه العكسي (الخلفي)
2- إضافة المزيد من CaO لخليط التوازن	لا يؤثر على حالة الاتزان لان CaO مادة صلبة تركيزها ثابت .
3- سحب جزء من $CaCO_3$ من خليط الاتزان	لا يؤثر على حالة الاتزان لان $CaCO_3$ مادة صلبة تركيزها ثابت .
4- إضافة مزيد من CO_2 إلى خليط الاتزان	تختل حالة الاتزان وينزاح التفاعل بالاتجاه الذي يؤدي للتخلص من الزيادة الحاصلة في تركيز CO_2 أي ينزاح التفاعل بالاتجاه الخلفي نحو المتفاعلات .
5- زيادة درجة الحرارة	ان التفاعل ماص للحرارة ، لذا فان زيادة درجة الحرارة تسبب اخلال في حالة الاتزان و يتجه التفاعل نحو الماص للحرارة أي ينزاح التفاعل بالاتجاه الأمامي ، للتخلص من الفائض بدرجة الحرارة .

سؤال (2 - 13) في الكتاب صفحة 100

للتفاعل المتزن : $2B_{(g)} \rightleftharpoons A_{(g)}$ ، من خلال الجدول التالي . احسب K_P و K_C للتفاعل بدرجات الحرارة المختلفة ثم بين هل التفاعل ماص ام باعث للحرارة

	A / (mol / L)	B / (mol / L)	درجة الحرارة / C°
(1	0.0125	0.843	200
(2	0.171	0.764	300
(3	0.250	0.724	400

الجواب

1

T (K) = t (C°) + 273 = 200 + 273 = 473 K

$$K_C = \frac{[B]^2}{[A]} = \frac{(0.843)^2}{0.0125}$$

K_C = **56.85**

$$\Delta n_g = \sum n_{g(P)} - \sum n_{g(R)}$$

$$\Delta n_g = 2 - 1 = 1$$

$$K_P = K_C (RT)^{\Delta n_g} = 56.85 (0.082 \times 473)^1$$

K_P = **2204.9**

2

T (K) = t (C°) + 273 = 300 + 273 = 573 K

$$K_C = \frac{[B]^2}{[A]} = \frac{(0.764)^2}{0.171} = 3.41$$

$$\Delta n_g = \sum n_{g(P)} - \sum n_{g(R)}$$

$$\Delta n_g = 2 - 1 = 1$$

$$K_P = K_C (RT)^{\Delta n_g} = 3.41 (0.082 \times 573)^1$$

K_P = **160.22**

تكملة الحل

3

$T(K) = t(^\circ C) + 273 = 400 + 273 = 673\ K$

$K_C = \frac{[B]^2}{[A]} = \frac{(0.724)^2}{0.250} = \mathbf{2.09}$

$\Delta n_g = \sum n_{g(P)} - \sum n_{g(R)}$

$\Delta n_g = 2 - 1 = 1$

$K_P = K_C (RT)^{\Delta n_g} = 2.09\,(0.082 \times 673)^1$

$K_P = \mathbf{115.3}$

من ملاحظة قيم التراكيز نجد ان تركيز المادة (A) **يزداد** بارتفاع درجة الحرارة بينما تركيز المادة (B) **ينخفض** هذا يعني ان التفاعل ينزاح نحو **المتفاعلات** (أي التفاعل عكسي) و بما انه بارتفاع درجة الحرارة ينزاح الاتـزان باتجاه التفاعل الماص للحرارة إذن التفاعل الخلفي ماص للحرارة والأمامي باعث للحرارة أي ان التفاعـــل **باعث للحرارة** .

سؤال (2 – 23) في الكتاب صفحة 101

صنف اربع اجراءات تؤدي لرفع المنتوج للتفاعل الغازي المتزن الباعث للحرارة :

$3H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$

الجواب

$3H_{2(g)} + N_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$ (باعث ← ، ماص →)

1- تبريد اناء التوازن (لان التفاعل باعث للحرارة) .

2- زيادة الضغط (يتجه التفاعل نحو المولات الاقل) .

3- سحب غاز الامونيا NH_3 باستمرار .

4- اضافة H_2 او N_2 او كلاهما لتنشيط التفاعل الامامي لتصريف الزيادة المضافة للمواد المتفاعلة .

ان العوامل اعلاه تسبب اخلال التوازن وتنشط التفاعل الامامي فيزداد تكوين الامونيا .

سؤال (2 – 28) في الكتاب صفحة 102

في اناء مغلق حجمه لتر واحد اجري التفاعل الاتي :

$$H_{2(g)} + I_{2(g)} \underset{k_b}{\overset{k_f}{\rightleftharpoons}} 2HI_{(g)}$$

عند $490\ C^{\circ}$ كان ثابت سرعة التفاعل الامامي $k_f = 0.6256$ وثابت سرعة التفاعل الخلفي k_b يساوي 0.0136 وان ثابت الاتزان للتفاعل بدرجة 872 K يساوي 59 ، بين كيف يتأثر عدد مولات HI عند الاتزان بما يلي من اجراءات :

أ) اضافة مزيد من H_2 .

ب) انخفاض درجة الحرارة .

ج) ازاحة بعض من I_2 .

الجواب

نحسب قيمة K_{eq} عند درجة حرارة $490\ C^{\circ}$ (763 K) :

$$K_{eq} = \frac{K_f}{K_b} = \frac{0.6256}{0.0136} = 46$$

ان قيمة ثابت الاتزان للتفاعل بدرجة حرارة $490\ C^{\circ}$ (763 K) تساوي **46** وان قيمتـــه بدرجة 872 K أصبحت تساوي **59** ، أذن قيمة ثابت الاتزان (K_{eq}) **ازدادت** عند تسخين التفاعل .

من هذا نستنتج ان التفاعل انزاح نحو الأمام عند التسخين ، ومن المعلوم ان التفاعل يتجه نحو الماص عند التسخين إذا التفاعل الأمامي ماص للحرارة و التفاعل الخلفي باعث للحرارة .

أ – عند اضافة زيادة من H_2 تزداد تراكيز المتفاعلات ويختل الاتزان ويتجـــه التفاعـل بالاتجاه الامامي للتخلص من الزيادة الحاصلة بتراكيز المتفاعلات ، وبالتالي **تزداد** عدد مولات المادة HI .

ب – عند خفض درجة الحرارة سيتجه التفاعل نحو الباعث وفي هذا التفاعل فان التفاعل العكسي هو الباعث أي يتجه نحو المتفاعلات وبالتالي **تقل** عدد مولات المادة HI .

ج – عند ازاحة (اي سحب) بعض من تركيز I_2 سوف تقل تراكيز المتفاعلات ويختل الاتزان ويتجه التفاعل نحو الخلف باتجاه المتفاعلات و بالتالي **تقل** عدد مولات المادة HI .

سؤال (2 – 31) في الكتاب صفحة 102

للتفاعل $2NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)}$ ثابت الاتزان K_c لهذا التفاعل يساوي 6×10^{-3} عند درجة حرارة 298 K ولكنه يساوي 1.5×10^{-2} عند درجة حرارة 35 C° هل تفكك رابع اوكسيد ثنائي النتروجين باعث ام ماص للحرارة ؟

الجواب

نلاحظ ان قيمة K_c قد ازدادت بعد رفع درجة الحرارة من 298 K الى 35C° (308 K) أي ان التفاعل اتجه نحو الامام ، ومن المعلوم عند رفع درجة الحرارة فان التفاعل يتجه نحو الماص ، لذا نستنتج ان التفاعل الامامي ماص للحرارة والعكسي باعث للحرارة ، وبالتالي فأن تفكك رابع وكسيد ثنائي النتروجين هو تفاعل ماص للحرارة .

سؤال (2 – 32) في الكتاب صفحة 102

وزاري 2016 الدور الاول

للتفاعل المتزن الاتي : $O_{2(g)} + 2SO_{2(g)} \rightleftharpoons 2SO_{3(g)}$ وجد ان خليط الاتزان بدرجة حرارة 25 C° يحتوي على : $[SO_3] = 0.002$ mol / L و $[SO_2] = 0.08$ mol / L و $[O_2] = 0.01$ mol / L وعند تبريد التفاعل الى 10 C° وجد ان K_c للتفاعل يساوي 4 بين هل التفاعل باعث ام ماص للحرارة .

الجواب

$$K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2 [O_2]}$$

$$K_c = \frac{(0.008)^2}{(0.02)^2 (0.01)} = \frac{64 \times 10^{-6}}{4 \times 10^{-4} * 10^{-2}}$$

$K_c = 16$ (عند درجة حرارة 25 C°)

نلاحظ بعد تبريد التفاعل (أي خفض درجة الحرارة من 25 C° الى 10 C°) انخفضت قيمة K_c و اصبحت 4 اذاً أتجه التفاعل نحو الخلف ، ومن المعلوم انه عند خفض درجة الحرارة يتجه التفاعل نحو الباعث ، أي ان التفاعل الخلفي باعث للحرارة والامامي ماص للحرارة ، لذا نستنتج أن التفاعل ماص للحرارة .

ملاحظات حول تحديد اتجاه التفاعل

2 – اذا ذكر في منطوق السؤال : **ارتفعت او ازدادت درجة الحرارة** لحين الوصول الى حالة الاتزان ، فهذا يعني ان اتجاه التفاعل يكون **بالاتجاه الباعث للحرارة** .

اما اذا ذكر في منطوق السؤال : **انخفضت درجة الحرارة** لحين الوصول الى حالة الاتزان ، فهذا يعني ان اتجاه التفاعل يكون **بالاتجاه الماص للحرارة** .

سؤال (2 – 22) في الكتاب صفحة 101

وزاري 2015 الدور الثالث

للتفاعل الغازي الباعث للحرارة $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$ وفي اناء تفاعل حجمه لتر واحد وضعت مولات متساوية من H_2 و I_2 وضعفها من HI ، فوجد ان حرارة الاناء ارتفعت لحين استتباب حالة الاتزان ووجد ان الاناء يحتوي على 1 mol من HI و 2 mol من I_2 و 2 mol من H_2 احسب :

1- تراكيز مكونات مزيج التفاعل قبل بدء التفاعل .

2 - K_c للتفاعل .

جواب السؤال

جواب السؤال (2 - 22)

1- المطلب الاول : حساب التراكيز في بداية التفاعل

$$M\,(mol/L) = \frac{n\,(mol)}{V\,(L)} = \frac{n\,(mol)}{1\,(L)} = n\,(mol)$$

التفاعل باعث للحرارة اي ان التفاعل الامامي باعث و الخلفي (العكسي) ماص ، ومن منطوق السؤال ان حرارة التفاعل ارتفعت عند الوصول الى حالة الاتزان نستنتج ان التفاعل اتجه نحو الباعث اي اتجه نحو الامام .

	$2HI_{(g)} \rightleftharpoons H_{2(g)} + I_{2(g)}$		
التركيز / M	2 HI	H_2	I_2
التراكيز الابتدائية	2 Y	Y	Y
التغير في التراكيز	- 2 X	+ X	+ X
التراكيز عند الاتزان	2 Y - 2 X = 1	Y + X = 2	Y + X = 2

(عند الاتزان) $[H_2] = Y + X$

$2 = Y + X \Rightarrow X = 2 - Y$ ——— (1)

(عند الاتزان) $[HI] = 2Y - 2X$

$1 = 2Y - 2X$ ——— (2)

نعوض المعادلة (1) في المعادلة (2) :

$1 = 2Y - 2(2 - Y) \Rightarrow 1 = 2Y - 4 + 2Y$

$4Y = 1 + 4 \Rightarrow 4Y = 5$

$Y = \frac{5}{4} = 1.25\ (mol/L)$

تركيز H_2 و I_2 في بداية التفاعل : $[H_2] = [I_2] = Y = 1.25\ (mol/L)$

تركيز HI في بداية التفاعل : $[HI] = 2Y = 2 \times 1.25 = 2.5\ (mol/L)$

2- نحسب K_C من العلاقة :

$$K_C = \frac{[H_2][I_2]}{[HI]^2} = \frac{(2)(2)}{(1)^2} = 4$$

حلـــول ما تبقى من أسئلـة الفصـــل

سؤال (2 – 1) في الكتاب صفحة 95

1–2 املأ الفراغات في الجمل التالية بما يناسبها :

1 – في التفاعل المتزن الاتي :

$$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)} + 92\ kJ$$

فأن خفض درجة الحرارة يؤدي الى زيادة تراكيز المواد ________ .

2 – اذا كانت قيمة ثابت الاتزان K_c لنظام متزن عند 500°C تساوي 2×10^{-15} وقيمته عند 200°C تساوي 4×10^{-12} فإن ذلك يدل على ان التفاعل ________ للحرارة.

3 – في التفاعل المتزن الاتي :

$$CO_{(g)} + 2H_{2(g)} \rightleftharpoons CH_3OH_{(g)} + 127\ kJ$$

عندما يضاف الهيدروجين الى هذا النظام المتزن فإن حرارة التفاعل ________ .

4 – في التفاعلات الانعكاسية الباعثة للحرارة يزاح موضع الاتزان نحو تكوين المواد المتفاعلة في التفاعل عند ________ درجة الحرارة.

5 – في التفاعل المتزن :

$$CO_{2(g)} + C_{(s)} \rightleftharpoons 2CO_{(g)}$$

فإن ________ الضغط يزيد من استهلاك غاز CO_2 .

6 – في التفاعل المتزن :

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} + 180\ kJ \rightleftharpoons 2NO_{(g)}$$

فإن رفع درجة الحرارة لإناء التفاعل يعمل على ________ قيمة K_c للتفاعل.

7– التغير بـ ________ لايؤثر على حالة الاتزان للتفاعل المتزن الأتي:

$$N_{2(g)} + O_{2(g)} + 180\ kJ \rightleftharpoons 2NO_{(g)}$$

8 – للتفاعل المتزن : $Cl_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons 2HCl_{(g)}$ + طاقة
يمكن زيادة تركيز HCl الناتج عند ________ الحرارة للتفاعل .

9 – في التفاعل المتزن : $2NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)}$ وبدرجة حرارة معينة اذا كانت قيمة K_p للتفاعل = 3 والضغط الجزئي لغاز NO_2 يساوي 3 atm فإن الضغط الجزئي لغاز N_2O_4 يساوي ________

10 – في التفاعل المتزن الاتي : $4NH_{3(g)} + 3O_{2(g)} \rightleftharpoons 2N_{2(g)} + 6H_2O_{(l)}$
بدرجة حرارة معينة وجد K_c للتفاعل = 1×10^{28} فهذا يدل على أن موضع الاتزان يقع في اتجاه تكوين ________ .

11 – عندما تكون K_p أصغر من K_c فإن مجموع عدد مولات المواد المتفاعلة ________ من مجموع عدد مولات المواد الناتجة .

12 – اذا كان حاصل التفاعل عند نقطة معينة من التفاعل أصغر من ثابت الاتزان K_c للتفاعل فأن التفاعل يتجه نحو المواد ________ .

13 – عند زيادة الضغط الكلي على حالة اتزان لتفاعل فيه عدد المولات للغازات المتفاعلة اصغر من عدد مولات الغازات الناتجة فإن موضع الاتزان ينحرف باتجاه ________ .

14 – العلاقة بين ثابت الاتزان K_c وتراكيز النواتج علاقة ________ .

15 – عند تقليل الضغط في خليط متزن $(\Delta n_g = -1)$ فالتفاعل ينزاح نحو ________ وثابت الاتزان K_c ________ .

16 – تفاعل متزن ثابت اتزانه $K_c = 4$ فعند سحب النواتج من خليط الاتزان فأن ثابت الاتزان ________.

17 – عندما $\Delta n_g =$ ________ لايكون للضغط المسلط على التفاعل الغازي تأثير في حالة الاتزان .

18 – يترجح التفاعل ________ لتفاعل متزن ماص للحرارة عند تبريد اناء التفاعل .

19 – في التفاعلات الماصة للحرارة والتي هي في حالة اتزان ديناميكي تزداد تراكيز المواد الناتجة عند ________ درجة الحرارة .

20 – في تفاعل متزن وجد ان $K_c = \dfrac{K_P}{RT}$ ما يدل على ان مجموع مولات المواد الغازية الناتجة في هذا التفاعل ________ من مجموع مولات المواد الغازية المتفاعلة .

جواب السؤال (2 - 1)

أجوبة الفراغات

1 – الناتجة .

2 – باعث .

3 – ترتفع .

4 – رفع (زيادة) .

5 – خفض .

6 – ازدياد .

7 – الضغط .

8 – خفض .

9 – (3 atm)

$$K_p = \frac{P^2_{NO_2}}{P_{N_2O_4}}$$

$$3 = \frac{(3)^2}{P_{N_2O_4}}$$

$$P_{N_2O_4} = \frac{9}{3} = 3\ atm$$

10 – النواتج .

11 – اكبر .

12 – الناتجة .

13 – المتفاعلات .

14 – طردية .

15 – المتفاعلات . لايتغير

16 – لا يتغير .

17 – صفر .

18 – العكسي (الخلفي) .

19 – رفع (زيادة) .

20 – اكبر .

سؤال (2 – 2) في الكتاب صفحة 96

2-2 اختر الجواب الصحيح :

1 – ثابت الاتزان K_c للتفاعل المتزن : $2SO_{3(g)} \rightleftharpoons 2SO_{2(g)} + O_{2(g)}$ عند درجة حرارة 727°C تبلغ 4.17×10^{-2} . فإن اتجاه التفاعل عند خلط 0.4 M من SO_3 و 0.1 M مـــن O_2 و 0.02 M من SO_2 تكون :

أ– بأتجاه المواد المتفاعلة .

ب– بأتجاه المواد الناتجة .

جـ– التفاعل في حالة اتزان ديناميكي .

د– كل الاجابات السابقة خاطئة .

2 – التفاعل المتزن : $CaO_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons CaCO_{3(s)}$ يتم في وعاء مغلق فأن كمية $CaCO_3$ تزداد عندما :

أ– تزال كمية من غاز CO_2 من التفاعل عند الاتزان .

ب– يزداد الضغط الكلي .

جـ– تضاف كمية من CaO الى خليط الاتزان .

د– كل الاجابات السابقة خاطئة .

3 – التفاعل المتزن : $2IF_{(g)} \rightleftharpoons F_{2(g)} + I_{2(g)}$ ثابت الاتزان K_c يساوي 1×10^{6} بدرجة حرارة 200K فاذا كان الضغط الجزئي عند الاتزان 0.2 atm لغاز IF و 4×10^{-3} atm لغاز F_2 فأن الضغط الجزئي لغاز I_2 يساوي :

أ– 5×10^{4} atm

ب– 1×10^{-5} atm

جـ– 1×10^{5} atm

د– كل الاجابات السابقة خاطئة .

4 – اذا كانت قيمة K_c للتفاعل : $LiI_{(g)} \rightleftharpoons Li_{(g)} + \frac{1}{2}I_{2(g)}$ عند 300K تساوي 640.3 فإن قيمة K_c للتفاعل : $I_{2(g)} + 2Li_{(g)} \rightleftharpoons 2LiI_{(g)}$ عند درجة الحرارة نفسها تساوي .

أ– 25.3

ب– 41×10^{4}

جـ– 15.6×10^{5}

د– كل الاجابات السابقة خاطئة .

5 – عند مزج محلول K_2CrO_4 مع محلول HCl فإنه يصل الى حالة الاتزان حسب المعادلة الايونية الاتية :

$$2CrO_4^{2-}{}_{(aq)} + 2H^+{}_{(aq)} \rightleftharpoons Cr_2O_7^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

اصفر　　　　برتقالي

فإذا اردنا ان نجعل اللون البرتقالي هو السائد في الاناء فأننا نقوم بالآتي :

أ– نضيف مزيد من الماء

ب– نضيف مزيد من HCl

جـ– نضيف مزيد من $K_2Cr_2O_7$

د– كل الاجابات السابقة خاطئة .

6 – عند اضافة محلول NaOH الى المزيج في السؤال السابق فأننا نتوقع أن يحدث .

أ– زيادة بتركيز $Cr_2O_7^{2-}$.

ب– زيادة بتركيز H_2O .

جـ– نقص بتركيز $Cr_2O_7^{2-}$.

د– كل الاجابات السابقة خاطئة .

7 – للتفاعل المتزن : $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)} + 92kJ$ قيمة K_p للتفاعل عند 25°C تساوي 5.5×10^{-5} لذا فإن قيمة K_c للتفاعل تساوي

أ– 22513.3

ب– 9×10^4

جـ– 0.03

د– كل الاجابات السابقة خاطئة .

8 – للتفاعل المتزن : $Br_{2(g)} \rightleftharpoons 2Br_{(g)}$ قيمة K_p عند الاتزان 2558.4 بدرجة حرارة 4000K وقيمة K_f للتفاعل بدلالة التراكيز المولارية تساوي 1.56 فإن قيمة K_b تساوي :

أ– 0.2

ب– 20

جـ– 7.8

د– كل الاجابات السابقة خاطئة .

9 – للتفاعل المتزن : $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$ ثابت الاتزان $K_p = 2$ فإن التفاعل يتجه نحو النواتج عندما تكون التراكيز للمواد الناتجة والمتفاعلة (بوحدات mole / L) هي الآتي :

أ – تركيز HI يساوي 0.1 و تركيز I_2 يساوي 0.05 و تركيز H_2 يساوي 0.05

ب – تركيز HI يساوي 0.4 و تركيز I_2 يساوي 0.1 و تركيز H_2 يساوي 0.2

ج – تركيز HI يساوي 0.001 و تركيز I_2 يساوي 0.0002 و تركيز H_2 يساوي 0.0025

د – كل الاجابات السابقة خاطئة .

جواب السؤال (2 - 2)

1- (أ)

هذا التوضيح غير مطلوب في الحل :

$$Q = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]} = \frac{(0.4)^2}{(0.02)^2(0.1)} = \frac{0.16}{0.00004} = 4000$$

$Q > K_{eq}$ أي اتجاه التفاعل باتجاه المتفاعلات .

2- (ب) .

3- (ب)

هذا التوضيح غير مطلوب في الحل :

$$K_c = \frac{P^2_{IF}}{P_{I_2} * P_{F_2}} \Rightarrow 1 \times 10^6 = \frac{(0.2)^2}{PI_2 * 4 \times 10^{-3}}$$

$$1 \times 10^6 = \frac{4 \times 10^{-2}}{PI_2 * 4 \times 10^{-3}} \Rightarrow 1 \times 10^6 \times 10^{-1} \times P_{I_2} = 1$$

$$P_{I_2} = \frac{1}{1 \times 10^5} = 1 \times 10^{-5} \text{ atm}$$

4- (د) .

هذا التوضيح غير مطلوب في الحل :

$$K_{C2} = \frac{1}{(K_{C1})^2} = \frac{1}{(640.3)^2} = 2.4 \times 10^{-6}$$ (المعادلة الأولى عكست وضربت x 2)

5- (ب) .

6- (ج) .

7- (ج) .

هذا التوضيح غير مطلوب في الحل :

$\Delta n_g = \sum n_{(g)P} - \sum n_{(g)R}$

$\Delta n_g = 2 - 4 = -2$,, $T(K) = 25 + 273 = 298$ C°

$K_C = K_P (RT)^{-\Delta n g} = 5.5 \times 10^{-5} (0.082 \times 298)^{-(-2)} = 0.03$

8- (د) .

هذا التوضيح غير مطلوب في الحل :

$\Delta n_g = \sum n_{(g)P} - \sum n_{(g)R} = 2 - 1 = 1$

$K_C = K_P (RT)^{-\Delta n g} = 2558.4\ (0.082 \times 4000)^{-1} = \frac{2558.4}{328} = 7.8$

$K_c = \frac{K_f}{K_b}$ ⟹ $K_b = \frac{K_f}{K_C} = \frac{1.59}{7.8} = 0.2$

9- (د) .



سؤال (2 – 3) في الكتاب صفحة 98

3-2 علل مايأتي:

1 – زيادة حجم اناء التفاعل لتفاعل غازي $(\Delta n_g\ (Reactants) < \Delta n_g\ (Products))$ يؤدي الى خفض المنتوج.

2 – في التفاعل الافتراضي المتزن: طاقة + $B_{(g)} \rightleftharpoons A_{(g)}$ لاتتغير حرارة اناء التفاعل عند زيادة الضغط الكلي.

3 – قيمة ثابت الاتزان للتفاعلات غير الانعكاسية تكون كبيرة جداً.

4 – ترتفع درجة حرارة تفاعل ماص للحرارة عندما $K_c = 0.3$ و $Q = 1$.

5 – يُعَدُّ التفاعل باعثاً للحرارة اذا أنخفضت قيمة K_c للتفاعل عند زيادة درجة حرارة التفاعل.

6 – قيمة K_c تزداد عند رفع درجة حرارة التفاعل في حالة التفاعلات الماصة للحرارة.

7 – زيادة الضغط على خليط متوازن $(\Delta n_g = +1)$ فإن الاتزان ينزاح بأتجاه المتفاعلات.

8 – تتوقف بعض التفاعلات تماماً بينما تظهر تفاعلات اخرى وكأنها متوقفة.

9 – في التفاعل المتزن الاتي: $Cl_{2(g)} + SO_{2(g)} \rightleftharpoons$ طاقة $+ SO_2Cl_{2(g)}$

ترتفع حرارة التفاعل عند اضافة SO_2 الى خليط الاتزان.

جواب السؤال (2 - 3)

1 – عند زيادة الحجم (نقصان الضغط) يتجه التفاعل نحو عدد مولات الأكبر والتي هي في هذا التفاعل مولات المواد المتفاعلة لذا ستقل كمية المنتوج .

2 – في هذا التفاعل عدد مولات المواد المتفاعلة مساوية لعدد مولات المواد الناتجة (اي $\Delta n_g = 0$) لذا لا تؤثر زيادة الضغط على موضع الاتزان وبالتالي لا تتغير حرارة التفاعل.

3 – لان التفاعلات الغير انعكاسية هي تفاعلات تامة تتحول فيها جميع تراكيز المواد المتفاعلة إلى نواتج في نهاية التفاعل اي كمية المواد الناتجة تكون كبيرة جداً حيث ان ثابت الاتزان يتناسب طردياً مع تراكيز النواتج لذا تكون قيمة ثابت الاتزان كبيرة جداً .

4 – بما أن التفاعل ماص للحرارة (التفاعل الأمامي) و التفاعل العكسي باعث للحرارة ولان قيمة Q اكبر من قيمة K_c لذا فان التفاعل سيتجه نحو المتفاعلات (نحو التفاعل العكسي) أي يترجح التفاعل الخلفي الباعث للحرارة وبالتالي ترتفع حرارة التفاعل .

5 – انخفاض قيمة K_c تعني انخفاض تركيز المواد الناتجة وزيادة تركيز المواد المتفاعلة وهذا يعني ان التفاعل اتجه نحو الخلف عند رفع درجة الحرارة أي اتجه نحو التفاعل الماص للحرارة لذا نستنتج ان التفاعل الخلفي ماص للحرارة والامامي باعث للحرارة ، لذا يعتبر التفاعل باعثاً للحرارة .

6 – عند رفع درجة الحرارة فالتفاعل يتجه نحو الماص للتخلص من الزيادة الحاصلة في درجة الحرارة ، و في هذا التفاعل فان التفاعل الأمامي هو الماص لذا تزداد تراكيز النواتج ولان قيمة K_c تتناسب طردياً مع تراكيز النواتج لذا تزداد قيمة K_c .

7 – Δn_g قيمتها موجبة أي ان عدد مولات المواد الناتجة في المعادلة الموزونة اكبر من عدد مولات المواد المتفاعلة وعند زيادة الضغط يتجه التفاعل نحو المولات الأقل اي انه يتجه نحو المواد المتفاعلة .

8 – التفاعلات التي تتوقف هي تفاعلات تامة لأنه يحدث استهلاك تام لأحد المواد المتفاعلة أو لجميعها ، اما التي تظهر وكأنها متوقفة فهي التفاعلات الانعكاسية التي تكون مستمرة باتجاهين وصلت الى حالة اتزان واصبحت التراكيز ثابتة .

9 – بمأن الطاقة مع المتفاعلات فان التفاعل الامامي ماص للحرارة والعكسي باعث للحرارة ، فعند إضافة SO_2 الى التفاعل يختل التوازن وينزاح التفاعل نحو الخلف (يرجح التفاعل العكسي) وبمأن التفاعل العكسي باعث للحرارة فأن ذلك يؤدي الى ارتفاع درجة الحرارة التفاعل .

الفصل 3 الاتزان الايوني

تكون المواد الكيميائية على نوعين بالنسبة لتوصيلها الكهربائي وتأتينها في الماء . أي يمكن تقسيمها الى : 1 – مواد الكترولويتية 2 – مواد غير الكترولويتية .

1 - المواد الالكتروليتية :

الالكتروليت : مادة يكون لمحلولها المائي او لمنصهرها قابلية على التوصيل الكهربائي وذلك لاحتوائه على ايونات موجبة وسالبة .

✪ **ان الالكتروليتات تشمل المركبات الايونية والمركبات (التساهمية) المستقطبة ، وهذه المركبات قد تكون املاحاً او حوامض او قواعد .**

2 - المواد غير الالكتروليتية :

هي مواد تكون محاليلها المائية غير موصلة للكهرباء لانها لا تتفكك الى ايونات موجبة وسالبة ، مثل السكر (السكروز) .

س / عدد اهم مميزات الالكتروليتات .

الجواب

1 - لها القابلية على ايصال التيار الكهربائي في حالاتها المنصهرة او عندما تكون موجودة على شكل محلول في مذيب مستقطب .

2- محاليلها المائية تكون متعادلة كهربائياً ، (اي محصلة الشحنة الكهربائية مساوية للصفر).

3- عند ذوبانها في مذيب مستقطب كالماء فان محلولها سوف يتضمن ايونات موجبة وسالبة .

4- تعتمد قابليتها على التوصيل الكهربائي على طبيعة وتركيز الايونات فيه اضافة الى درجة حرارة المحلول .

احيائي 2017

يمكن تصنيف الالكتروليتات حسب قابليتها لنقل التيار الكهربائي الى صنفين هما :

أ - الالكتروليتات القوية :

هي مواد عند ذوبانها في الماء تنتج محاليل عالية التوصيل للكهرباء ، وذلك بسبب تفككها التام الى ايونات موجبة وايونات سالبة .

✿ هنالك ثلاث فئات من المواد الالكتروليتية القوية هي :

1 – الحوامض القوية .

2 – القواعد القوية .

3 – املاح تامة الذوبان في الماء .

تكون هذه المواد تامة التاين في محاليلها المائية المخففه ، لذلك تعد من الالكتروليتات القوية ، عند كتابة معادلات تفكك الالكتروليتات القويه يشار لها بسهم واحد فقط ($\longrightarrow$) لانها تامة التاين .

1 □ امثلة لبعض الحوامـــــــــض القوية (حفظ)

حامض الهيدرو كلوريك	$HCl \longrightarrow H^{+} + Cl^{-}$
حامض الهيدرو بروميك	$HBr \longrightarrow H^{+} + Br^{-}$
حامض الهيدرو يوديك	$HI \longrightarrow H^{+} + I^{-}$
حامض النتريك	$HNO_3 \longrightarrow H^{+} + NO_3^{-}$
حامض البركلوريك	$HClO_4 \longrightarrow H^{+} + ClO_4^{-}$
حامض البرمنغنيك	$HMnO_4 \longrightarrow H^{+} + MnO_4^{-}$
حامض الكبريتيك	$H_2SO_4 \longrightarrow 2H^{+} + SO_4^{-2}$
حامض الكروميك	$H_2CrO_4 \longrightarrow 2H^{+} + CrO_4^{-2}$

2 □ امثلة لبعض القواعد القوية (حفظ)

هيدروكسيد الصوديوم	$NaOH \longrightarrow Na^{+} + OH^{-}$
هيدروكسيد البوتاسيوم	$KOH \longrightarrow K^{+} + OH^{-}$
هيدروكسيد الربيديوم	$RbOH \longrightarrow Rb^{+} + OH^{-}$
هيدروكسيد الكالسيوم	$Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca^{+2} + 2OH^{-}$
هيدروكسيد الباريوم	$Ba(OH)_2 \longrightarrow Ba^{+2} + 2OH^{-}$

3 □ امثلة لبعض الاملاح تامة الذوبان

ملاحظة :

ان جميع املاح Na^+ و K^+ و NH_4^+ تكون تامة الذوبان في الماء

$NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$	كلوريد الصوديوم
$KNO_3 \longrightarrow K^+ + NO_3^-$	نترات البوتاسيوم
$NH_4Cl \longrightarrow NH_4^+ + Cl^-$	كلوريد الامونيوم
$CaCl_2 \longrightarrow Ca^{+2} + 2Cl^-$	كلوريد الكالسيوم
$AgNO_3 \longrightarrow Ag^+ + NO_3^-$	نترات الفضة

تمرين (3 - 1) فى الكتاب صفحة 106

احسب تراكيز الاصناف الايونية في محاليل المركبات (الالكتروليتات القوية) التاليـــة حســـب التراكيز المشار اليها . (أ) HBr 0.25 M ، (ب) KOH 0.055 M ، (ج) 0.155

الجواب

(أ)

	$HBr \longrightarrow$	H^+	+ Br^-
التراكيز الابتدائية	0.25 M	0	0
التراكيز النهائية	0	0.25	0.25

$[H^+] = 0.25\ M$ ، $[Br^-] = 0.25\ M$

(ب)

	$KOH \longrightarrow$	K^+	+ OH^-
التراكيز الابتدائية	0.055 M	0	0
التراكيز النهائية	0	0.055	0.055

$[K^+] = 0.055\ M$ ، $[OH^-] = 0.055\ M$

(ج)

	$CaCl_2 \longrightarrow$	Ca^{+2}	+ $2Cl^-$
التراكيز الابتدائية	0.155 M	0	0
التراكيز النهائية	0	0.155	2 x 0.155

$[Ca^{+2}] = 0.155\ M$ ، $[Cl^-] = 2 \times 0.155 = 0.31\ M$

ب - الالكتروليتات الضعيفة :

هي مواد عند ذوبانها في الماء تنتج محاليل ضعيفة التوصيل للكهربائية لكونها تتأين بشكل جزئي في محاليلها المائية .

✪ **حيث الالكتروليتات الضعيفة تشمل :**

1 – الحوامض الضعيفة .

(مثل HF ، HCN ، CH_3COOH ، وسنذكر البقية بالتفصيل في موضوع الحوامض الضعيفة)

2 – القواعد الضعيفة .

(مثل NH_3 ، $C_6H_5NH_2$ ، وسنذكر البقية بالتفصيل في موضوع القواعد الضعيفة)

3 – املاح شحيحة الذوبان في الماء . (مثل AgCl ، CaF_2 ، $BaSO_4$)

((املاح شحيحة الذوبان سياتي ذكرها بشكل مفصل في نهاية الفصل في موضوع الذوبانية وثابت حاصل الذوبان))

✪ ان الالكتروليتات الضعيفة لا تتفكك بصورة كاملة عند ذوبانها في الماء بل تتأين بشكل جزئي (محدود) ويوصف التفاعل الكيميائي لها بانه تفاعل انعكاسي ويمثل بسهمين متعاكسين ($\rightleftharpoons$) ، ان معادلة تفكك الالكتروليت الضعيف تمثل حالة توازن بين الايونات الناتجة على يمين المعادلة و جزيئاتها على يسار المعادلة وهذا ما نسميه **بالتوازن الايوني .**

التوازن الايوني : وهو توازن ديناميكي (حركي) يمثل حالة توازن بين الايونات الناتجة من تفكك الالكتروليت الضعيف مع جزيئاته في المحلول المائي ، و يكون معدل سرعة التفاعل الامامي والتفاعل الخلفي متساوية و تراكيز مكونات مزيج التفاعل ثابتة لا تتغير بثبوت درجة الحرارة .

ملاحظة

الاتزان الايوني يحدث فقط في الالكتروليتات الضعيفة (الحوامض الضعيفة ، القواعد الضعيفة ، املاح شحيحة الذوبان)

تفكك الالكتروليتات الضعيفة :

حامض برونشتد :

هو المادة التي لها القابلية على فقدان بروتون H^+ لتكوين قاعدة قرينة .

حامض ⇌ بروتون + قاعدة قرينة

✿ قد يكون حامض برونشتد جزيئة متعادلة مثل : HCl و H_2O و H_2SO_4 و CH_3COOH

او يكون ايوناً موجباً مثل NH_4^+ و $C_6H_5NH_3^+$ او ايوناً سالباً مثل HSO_4^- و $H_2PO_4^-$

$$HBr \longrightarrow H^+ + Br^-$$

حامض بروتون قاعدة قرينة

ملاحظة

ان لكل حامض برونشتد قاعدة قرينة تخالفه بالقوة ، فاذا كان الحامض قوياً فان قاعدته القرينة تكون ضعيفة والعكس صحيح ، [اي الحوامض القوية تولد قرائن ضعيفة والحوامض الضعيفة تولد قرائن قوية] .

قاعدة برونشتد :

هي المادة التي لها القابلية على اكتساب البروتون H^+ مكونه حامض قرينة .

حامض قرين ⇌ بروتون + قاعدة

✿ قد تكون قاعدة برونشتد جزيئة متعادلة مثل : NH_3 و H_2O و $C_6H_5NH_2$

او يكون ايوناً موجباً مثل $[Fe(H_2O)_5(OH)_2]^+$ و او ايوناً سالباً مثل OH^- و CH_3COO^-

$$C_6H_5NH_2 + H^+ \longrightarrow C_6H_5NH_3^+$$

قاعدة بروتون حامض قرين

ملاحظة

ان لكل قاعدة برونشتد حامض قرين يخالفها بالقوة ، فاذا كانت القاعدة قويةً فان الحامض القرين يكون ضعيفاً والعكس صحيح ، [اي القواعد القوية تولد قرائن ضعيفة والقواعد الضعيفة تولد قرائن قوية] .

مثال يوضح تفاعل حامض برونشتد مع قاعدة برونشتد والقرائن الناتجة منها :

$$NH_3 + HCl \rightleftharpoons NH_4^+ + Cl^-$$

قاعدة برونشتد — حامض برونشتد — حامض قرين — قاعدة قرينة

- قاعدة برونشتد: قاعدة ضعيفة
- حامض برونشتد: حامض قوي
- حامض قرين: حامض قرين قوي لانه ناتج من قاعدة ضعيفة
- قاعدة قرينة: قاعدة قرينة ضعيفة لانها ناتجة من حامض قوي

ملاحظة

تعتمد قوة الحامض او القاعدة حسب هذه النظرية على مدى قابلية الحامض على فقدان البروتون ومدى قابلية القاعدة على اكتساب البروتون وكذلك على الوسط الذي يحتوي هذه الاصناف .

الحوامض الضعيفـــة

تُعَد الحوامض الضعيفة الكتروليتات ضعيفة لذلك فان عملية تفككها في الوسط المائي تخضع الى حالـــة اتزان بين الجزيئات غير المتفككة والايونات الناتجة من عملية التفكك ، حيث يمكن التعبير عن حالة الاتزان هذه بواسطة ثابت الاتزان الذي يرمز له بالرمز K_a ويسمى ثابت تفكك (تأين) الحامض الضعيف .

صيغة عامة للحوامض الضعيفة

امثلة لبعض الحوامـــــض الضعيفة (حفظ)

المعادلة العامة لتفكك الحوامض الضعيفة : $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$

حامض الهيدرو فلوريك	$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$
حامض الهيدرو سيانيك	$HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$
حامض النتروز	$HNO_2 \rightleftharpoons H^+ + NO_2^-$
حامض الهيدروكبريتيك	$H_2S \rightleftharpoons 2H^+ + S^{-2}$
حامض الكبريتوز	$H_2SO_3 \rightleftharpoons 2H^+ + SO_3^{-2}$
حامض الكاربونيك	$H_2CO_3 \rightleftharpoons 2H^+ + CO_3^{-2}$
حامض الاوكزاليك	$H_2C_2O_4 \rightleftharpoons 2H^+ + C_2O_4^{-2}$
حامض الفسفوريك	$H_3PO_4 \rightleftharpoons 3H^+ + PO_4^{-3}$
حامض الفورميك	$HCOOH \rightleftharpoons HCOO^- + H^+$
حامض الخليك	$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$
حامض البروبانويك	$C_2H_5COOH \rightleftharpoons C_2H_5COO^- + H^+$
حامض البنزويك	$C_6H_5COOH \rightleftharpoons C_6H_5COO^- + H^+$
الفينول	$C_6H_5OH \rightleftharpoons C_6H_5O^- + H^+$

ثابت الاتزان الايوني : هو حاصل ضرب التراكيز المولارية للايونات الناتجـــــة من تفكك الالكتروليت الضعيف عند الاتزان مقسوماً على حاصل ضرب التراكيز المولارية للمواد المتفاعلة عند الاتزان كلاً منها مرفوع لأس عدد مولاتها في معادلة التفاعل الموزونة .

✿ ان ثابت الاتزان للحوامض الضعيفة يرمز له K_a
ويطلق على K_a ثابت تفكك (تأين) الحامض الضعيف (حيث ان a من acid وتعني حامض)

التفاعل العام لتأين (تفكك) الحوامض الضعيفة : $HA + H_2O \rightleftharpoons H^+ + A^-$

ايضاً يمكن كتابة التفاعل العام لتفكك الحوامض الضعيفة بالشكل الاتي (دون ذكر H_2O في المعادلة) : $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$

يمكن التعبير عن علاقة Ka بمعالة عامة لتفكك الحامض الضعيف HA بالشكل الاتي :

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

حيث A^- يمثل الايون السالب للحامض الضعيف

ملاحظات

1 - عند كتابة علاقة K_a لا نكتب $[H_2O]$ اي نهمل تركيز الماء ، لانها قيمة ثابته .

2 - ان قيم ثوابت تفكك الحوامض الضعيفة تعتبر مقياساً لقوة هذه الحوامض ، حيـــث كلما زادت قيمة ثابت تفكك الحامض K_a كلما ازداد مقدار تفككه وازدادت حموضته .

3 - ان علاقة K_a يصح تطبيقها فقط على الحوامض الضعيفة دون الحوامض القوية لان الحوامض القوية تامــة التفكك وبالتالي لا يكون هناك اتزان .

4 – يمكن الاستفادة من علاقة K_a في حساب تركيز ايون الهيدروجين وذلك من معرفة تركيز الحامض الضعيف وقيمة ثابت تفككه .

قوانين الحوامض الضعيفة

1 - حساب تركيز ايون الهيدروجين من علاقة K_a :

التفاعل العام : $HA + H_2O \rightleftharpoons H^+ + A^-$

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

حيث : K_a ثابت تفكك (تاين) الحامض الضعيف

$[H^+]$ تركيز ايون الهيدروجين الناتج من تفكك الحامض الضعيف

$[A^-]$ تركيز الايون السالب الناتج من تاين الحامض الضعيف

$[HA]$ تركيز الحامض الضعيف

2 - حساب درجة التفكك (التأين) للحامض الضعيف من العلاقة :

$$\text{درجة تفكك (تأين) الحامض الضعيف} = \frac{[H^+] \text{ عند الاتزان}}{\text{التركيز الابتدائي للحامض الضعيف}}$$

3 - حساب النسبة المئوية لتفكك (تأين) الحامض الضعيف من العلاقة :

$$\text{النسبة المئوية لتفكك الحامض الضعيف} = \frac{[H^+] \text{ عند الاتزان}}{\text{التركيز الابتدائي للحامض الضعيف}} \times 100\ \%$$

4 - حساب عدد مرات التخفيف من العلاقة :

$$\text{عدد مرات التخفيف} = \frac{\text{تركيز المحلول قبل التخفيف } (M_1)}{\text{تركيز المحلول بعد التخفيف } (M_2)}$$

تمرين (3 - 2) في الكتاب صفحة 112

احسب تركيز ايون الهيدروجين المائي في المحلول المائي لحامض الهيدروسيانيك ($K_a = 4.9 \times 10^{-10}$) تركيز يساوي 0.2 M . علماً ان $\sqrt{0.98} = 0.99$

الجواب

	HCN	⇌	H^+	+	CN^-
التراكيز الابتدائيـة	0.2		0		0
التراكيز عند الاتزان	0.2 - X		X		X

$$K_a = \frac{[H^+][CN^-]}{[HCN]}$$

$$4.9 \times 10^{-10} = \frac{(X)(X)}{0.2 - X} \longrightarrow 4.9 \times 10^{-10} = \frac{X^2}{0.2 - X}$$

تهمل بالتقريب

$$4.9 \times 10^{-10} = \frac{X^2}{0.2} \longrightarrow X^2 = 4.9 \times 10^{-10} \times 0.2$$

$$X^2 = 0.98 \times 10^{-10}$$

$$X = \sqrt{0.98 \times 10^{-10}} = 0.99 \times 10^{-5} \approx 1 \times 10^{-5}\ M$$

$$[H^+] = X = 1 \times 10^{-5}\ M$$

ملاحظة

نستخدم التقريب و نـهمل قيمة المتأين من الحامض اي نـهمل X اذا كانت قيمة ثابت التفكك للحامض الضعيف (او للقاعدة الضعيفة) صغيرة ، اقل من 10^{-4} كان تكون 10^{-5} ، 10^{-6} ، 10^{-7} فما دون .

احيائي 2017

تمرين (3 - 3) في الكتاب صفحة 114

احسب تركيز ايون الهيدروجين المائي في المحلول المائي للفينول C_6H_5OH ($K_a = 1.3 \times 10^{-10}$) الذي تركيزه (أ) 0.2 M و (ب) بعد تخفيفه لمئة مرة . علماً ان $\sqrt{0.26} = 0.51$

الجواب

(أ)

	C_6H_5OH	⇌	$C_6H_5O^-$	+	H^+
التراكيز الابتدائية	0.2		0		0
التراكيز عند الاتزان	0.2 - X		X		X

$$K_a = \frac{[C_6H_5O^-][H^+]}{[C_6H_5OH]}$$

$$1.3 \times 10^{-10} = \frac{(X)(X)}{0.2 - X} \rightarrow 1.3 \times 10^{-10} = \frac{X^2}{0.2 - X}$$

تهمل بالتقريب

$$1.3 \times 10^{-10} = \frac{X^2}{0.2} \rightarrow X^2 = 1.3 \times 10^{-10} \times 0.2$$

$$X^2 = 0.26 \times 10^{-10}$$

$$X = \sqrt{0.26 \times 10^{-10}} = 0.51 \times 10^{-5}\ M$$

$$[H^+] = X = 0.51 \times 10^{-5}\ M$$

(ب)

$$\text{عدد مرات التخفيف} = \frac{\text{تركيز المحلول قبل التخفيف } (M_1)}{\text{تركيز المحلول بعد التخفيف } (M_2)}$$

$$100 = \frac{0.2}{M_2} \rightarrow M_2 = \frac{0.2}{100} \rightarrow M_2 = 0.002\ M$$

	C_6H_5OH	⇌	$C_6H_5O^-$	+	H^+
التراكيز الابتدائية	0.002		0		0
التراكيز عند الاتزان	0.002 - X		X		X

$$K_a = \frac{[C_6H_5O^-][H^+]}{[C_6H_5OH]} \rightarrow 1.3 \times 10^{-10} = \frac{(X)(X)}{0.002 - X}$$

$$1.3 \times 10^{-10} = \frac{X^2}{0.002 - X} \rightarrow 1.3 \times 10^{-10} = \frac{X^2}{0.002}$$

X تهمل

$$X^2 = 1.3 \times 10^{-10} \times 0.002 \rightarrow X^2 = 0.0026 \times 10^{-10}$$

$$X^2 = 0.26 \times 10^{-12} \rightarrow X = \sqrt{0.26 \times 10^{-12}} = 0.51 \times 10^{-6}\ M$$

$$[H^+] = X = 0.51 \times 10^{-6}\ M$$

الحوامض الضعيفـــة احادية البروتون والمتعددة البروتون

حامض احادي البروتون :

هو حامض تحتوي جزيئته على ذرة هيدروجين واحدة قابلة للتأين حيث يتفكك بمرحلة واحدة مثل HF ، HCN ، CH_3COOH .

حامض متعدد البروتون :

هو حامض تحتوي جزيئته على اكثر من ذرة هيدروجين واحدة قابلة للتأين حيث يتفكك بعدة مراحل مساوية لعدد ذرات الهيدروجين في جزيئة الحامض مثل H_3PO_4 ، H_2S ، H_2CO_3 .

✿ ان ثابت تفكك حامض متعدد البروتون يقل باستمرار تأين الهيدروجين في خطوات التأين المتعاقبة كما يوضحه المثال الاتي :

$$H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^{-1} \qquad K_{a1} = 7.11 \times 10^{-3}$$
$$H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{-2} \qquad K_{a2} = 6.32 \times 10^{-8}$$
$$HPO_4^{-2} \rightleftharpoons H^+ + PO_4^{-3} \qquad K_{a3} = 4.8 \times 10^{-13}$$

نلاحظ من قيم ثوابت التفكك انها دائماً تكون حسب الترتيب الاتي : $K_{a1} > K_{a2} > K_{a3}$

علل / يلاحظ من قيم ثوابت التفكك للحوامض متعددة البروتون انها دائما تتبع المنوال الاتي :

$$K_{a1} > K_{a2} > K_{a3}$$

الجواب / السبب في ذلك يعود الى نقصان قابلية الاصناف التي تحمل شحنة سالبة على فقدان بروتون موجب الشحنة بسبب ازدياد التجاذب الالكتروستاتيكـــي بين ايونات ذوات الشحنات المختلفة .

سؤال (3 - 10) في الكتاب صفحة 151

اذا علمت ان قيمة K_a لحامض البروبانويك C_2H_5COOH تساوي 1.3×10^{-5} ، ماهي النسبة النوية لتفكك الحامض في محلوله المائي ذو تركيز 0.65 M . علماً ان $\sqrt{8.45} = 2.9$

الجواب

	C_2H_5COOH	$\rightleftharpoons$	$C_2H_5COO^-$	+	H^+
التراكيز الابتدائية	0.65		0		0
التراكيز عند الاتزان	0.65 - X		X		X

$$K_a = \frac{[C_2H_5COO^-][H^+]}{[C_2H_5COOH]} \Rightarrow 1.3\times10^{-5} = \frac{(X)(X)}{0.65 - X} \Rightarrow 1.3\times10^{-5} = \frac{X^2}{0.65}$$

تهمل

$$X^2 = 1.3\times10^{-5} \times 0.65 \Rightarrow X^2 = 0.85 \times 10^{-5} = 8.45 \times 10^{-6}$$

$$X = \sqrt{8.45 \times 10^{-6}} = 2.9 \times 10^{-3}\ M$$

$$[H^+] = X = 2.9 \times 10^{-3}\ M$$

النسبة المئوية لتفكك حامض C_2H_5COOH = $\frac{[H^+] \text{ عند حالة الاتزان}}{\text{التركيز الابتدائي لحامض } C_2H_5COOH} \times 100$ %

النسبة المئوية لتفكك حامض C_2H_5COOH = $\frac{(2.9 \times 10^{-3})}{(0.65)} \times 100$ %

النسبة المئوية لتفكك حامض C_2H_5COOH = % 0.45

احيائي 2017

سؤال (3 - 17) فى الكتاب صفحة 152

يتأين حامض الخليك في محلوله المائي ذو التركيز 0.01 M بمقدار 4.2 % . احسب ثابت تأين الحامض .

الجواب

النسبة المئوية لتأين حامض CH_3COOH = $\frac{[H^+] \text{ عند حالة الاتزان}}{\text{التركيز الابتدائي لحامض } CH_3COOH} \times 100\ \%$

$$\%\ 4.2 = \frac{[H^+]}{0.01} \times 100\ \%$$

$$[H^+] = \frac{4.2 \times 0.01}{100} = 4.2 \times 10^{-4}\ mol/L$$

$[H^+] = X = 4.2 \times 10^{-4}\ mol/L$

$[CH_3COO^-] = X = 4.2 \times 10^{-4}\ mol/L$

	$CH_3COOH \rightleftharpoons$	CH_3COO^- +	H^+
التراكيز الابتدائية	0.01	0	0
التراكيز عند الاتزان	$0.01 - X$	X	X
	$0.01 - 4.2 \times 10^{-4}$	4.2×10^{-4}	4.2×10^{-4}

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]} = \frac{(4.2 \times 10^{-4})(4.2 \times 10^{-4})}{(0.01 - 4.2 \times 10^{-4})} = \frac{17.6 \times 10^{-8}}{0.01}$$

(تهمل)

$$K_a = \frac{17.6 \times 10^{-8}}{10^{-2}}$$

$K_a = 17.6 \times 10^{-6} = 1.76 \times 10^{-5}$

سؤال (3 - 26) في الكتاب صفحة 152

اذا علمت ان النسبة المئوية للتفكك 0.1 M حامض الهيدروسيانيك HCN تساوي 0.01 % ، كم هو ثابت تأين الحامض .

الجواب

$$\text{HCN النسبة المئوية لتفكك} = \frac{[H^+]\ \text{عند حالة الاتزان}}{\text{HCN التركيز الابتدائي لحامض}} \times 100\ \%$$

$$\%\ 100 \times \frac{[H^+]}{0.1} = \%\ 0.01$$

$$[H^+] = \frac{0.1 \times 0.01}{100} = \frac{0.001}{100} = \frac{10^{-3}}{10^2}$$

$[H^+] = 10^{-5}$ mol / L تركيز ايون الهيدروجين عند الاتزان والذي يمثل

قيمة المتفكك (المتأين) من الحامض أي قيمة (X) عند الاتزان . أي :

$X = [CN^-] = 10^{-5}$ mol / L ، $X = [H^+] = 10^{-5}$ mol / L

	HCN ⇌	H^+ +	CN^-
التركيز الابتدائي	0.1	0	0
التركيز عند الاتزان	0.1 - X	X	X
	$0.1 - 10^{-5}$	10^{-5}	10^{-5}

$$K_a = \frac{[H^+][CN^-]}{[HCN]} = \frac{(10^{-5})(10^{-5})}{(0.1 - 10^{-5})}$$

تهمل (10^{-5})

$$K_a = \frac{10^{-10}}{0.1} = \frac{10^{-10}}{10^{-1}}$$

$$K_a = 10^{-9}$$

القواعد الضعيفــــة

تعرف القاعدة لضعيفة حسب مفهوم برونشتد على انها الصنف الذي له قابلية جزئية (غير تامة) على اكتساب البروتونات من المذيب ، لذلك يكون لها ثابت تأين (تفكك) يرمز له بالرمز K_b (حيث b من base وتعني قاعدة)

- ان ثابت الاتزان للحوامض الضعيفة يرمز له K_b

حيث K_b هو ثابت تفكك (تاين) القاعدة الضعيفة .

صيغة عامة القواعد الضعيفة

التفاعل العام لتأين (تفكك) القواعد الضعيفة : $B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$

يمكن التعبير عن علاقة K_b بمعالة عامة لتفكك القاعدة الضعيفة B بالشكل الاتي :

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

صيغة عامة القواعد الضعيفة

امثلة لبعض القواعد الضعيفة (حفظ)

المعادلة العامة لتفكك القواعد الضعيفة : $B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$

الامونيا	$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$
البريدين	$C_5H_5N + H_2O \rightleftharpoons C_5H_5NH^+ + OH^-$
مثيل امين	$CH_3NH_2 + H_2O \rightleftharpoons CH_3NH_3^+ + OH^-$
الانيلين	$C_6H_5NH_2 + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+ + OH^-$

(صيغة ثانية للانيلين) $C_6H_7N + H_2O \rightleftharpoons C_6H_7NH^+ + OH^-$

ملاحظات

1 - عند كتابة علاقة K_b لا نكتب $[H_2O]$ اي نهمل تركيز الماء ، لانها قيمة ثابتة .

2 - ان قيم ثوابت تفكك القواعد الضعيفة تعتبر مقياساً لقوة هذه القواعد ، حيث كلما زادت قيمة ثابت تفكك القاعدة K_b كلما ازداد مقدار تفككها وازدادت قاعديتها .

3 - ان علاقة K_b يصح تطبيقها فقط على القواعد الضعيفة دون القوية لان القواعد القوية تامة التفكك وبالتالي لا يكون هناك اتزان .

4 – يمكن الاستفادة من علاقة K_b في حساب تركيز ايون الهيدروكسيد وذلك من معرفة تركيز القاعدة الضعيفة وقيمة ثابت تفككها .

قوانين القواعد الضعيفة

1 - حساب تركيز ايون الهيدروكسيد من علاقة K_b :

التفاعل العام : $B + H_2O \rightleftharpoons BH^+ + OH^-$

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

حيث : K_b ثابت تفكك (تأين) القاعدة الضعيفة
$[BH^+]$ تركيز الايون الموجب الناتج من تأين القاعدة الضعيفة
$[OH^-]$ تركيز ايون الهيدروكسيد السالب .
$[B]$ تركيز القاعدة الضعيفة .

---

2 - حساب درجة التفكك (التأين) للقاعدة الضعيفة من العلاقة :

$$\text{درجة تفكك (تأين) القاعدة الضعيفة} = \frac{[OH^-] \text{ عند الاتزان}}{\text{التركيز الابتدائي للقاعدة الضعيفة}}$$

---

3 - حساب النسبة المئوية لتفكك (تأين) القاعدة الضعيفة من العلاقة :

$$\text{النسبة المئوية لتفكك القاعدة الضعيفة} = \frac{[OH^-] \text{ عند الاتزان}}{\text{التركيز الابتدائي للقاعدة الضعيفة}} \times 100\ \%$$

---

4 - حساب عدد مرات التخفيف من العلاقة :

$$\text{عدد مرات التخفيف} = \frac{\text{تركيز المحلول قبل التخفيف } (M_1)}{\text{تركيز المحلول بعد التخفيف } (M_2)}$$

تمرين (3 - 4) في الكتاب صفحة 117

احسب درجة التأين للمحلول المائي للأنيلين C_6H_7N ($K_b = 3.8 \times 10^{-10}$) الذي تركيزه يساوي 0.1 M .
علماً ان $\sqrt{0.38} = 0.62$

الجواب

$$C_6H_7N + H_2O \rightleftharpoons C_6H_7NH^+ + OH^-$$

	C_6H_7N	$C_6H_7NH^+$	OH^-
التراكيز الابتدائية	0.1	0	0
التراكيز عند الاتزان	0.1 - X	X	X

$$K_b = \frac{[C_6H_7NH^+][OH^-]}{[C_6H_7N]}$$

$$3.8 \times 10^{-10} = \frac{(X)(X)}{0.1 - X} \longrightarrow 3.8 \times 10^{-10} = \frac{X^2}{0.1}$$

تهمل

$$X^2 = 3.8 \times 10^{-10} \times 0.1 \longrightarrow X^2 = 0.38 \times 10^{-10}$$

$$X = \sqrt{0.38 \times 10^{-10}} = 0.62 \times 10^{-5}\ M$$

$$[OH^-] = X = 0.62 \times 10^{-5}\ M$$

درجة تأين الانيلين C_6H_7N = $\frac{[OH^-]\ \text{عند الاتزان}}{\text{التركيز الابتدائي لـ}\ C_6H_7N}$

درجة تأين الانيلين C_6H_7N = $\frac{(0.62 \times 10^{-5})}{(0.1)}$

درجة تأين الانيلين C_6H_7N = 6.2×10^{-5}

ملاحظة

نستخدم التقريب : اي نهمل قيمة المتأين من القاعدة اي نهمل X اذا كانت قيمة ثابت التفكك للقاعدة الضعيفة صغيرة ، اقل من 10^{-4} كان تكون 10^{-5} ، 10^{-6} ، 10^{-7} فما دون .

سؤال (3 - 11) في الكتاب صفحة 151

مـــا تركيــز الامونيا [NH_3] فـــي المحلــول الــذي يكــون في حالة اتزان مــع $[NH_4^+] = 0.01$ M و 1.2×10^{-5} M $= [OH^-]$. علماً ان ثابت تفكك الامونيا 1.8×10^{-5} .

الجواب

$$NH_{3\,(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-{}_{(aq)}$$

التراكيز الابتدائية	Y		0	0
التراكيز عند الاتزان	Y - X		0.01	1.2×10^{-5}

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \rightarrow 1.8 \times 10^{-5} = \frac{(0.01)(1.2 \times 10^{-5})}{Y - X}$$

تهمل

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{1.2 \times 10^{-7}}{Y} \rightarrow Y \times 1.8 \times 10^{-5} = 1.2 \times 10^{-7}$$

$$Y = \frac{1.2 \times 10^{-7}}{1.8 \times 10^{-5}} \rightarrow Y = 0.667 \times 10^{-2} \rightarrow Y = 6.67 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[NH_3] = Y = 6.67 \times 10^{-3} \text{ M}$$

التأين الذاتي للماء :

هو تفاعل كيميائي ينتقل فيه بروتون من جزيء ماء الى جزيء اخر لتكوين ايون الهيدرونيوم H_3O^+ وايون الهيدروكسيد OH^- .

✪ **تعد عملية التأين الذاتي للماء عملية <u>برتنة ذاتية</u> (انتقال بروتون بشكل تلقائي) وهي المسؤولة عن الصفة الامفوتيرية للماء .**

معادلة تأين الماء : $H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$

يمكن كتابة المعادلة بشكل ابسط : $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$

✪ يمكن تمثيل هذا الاتزان بدلالة ثابت يدعى الحاصل الايوني للماء K_W (حيث W من Water وتعني ماء (ان تركيز الماء قيمة ثابته)

$$K_W = [H^+][OH^-]$$

حيث : K_w ثابت الحاصل الايوني للماء .

احيائي 2017

لقد اثبتت القياسات الدقيقة التي اجريت على الماء النقي عند $25C^{\circ}$ ان :

$$[H^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}\ M$$

و يمكن استخدام هذه القيم لحساب قيمة ثابت الحاصل الايوني للماء K_w عند درجة حرارة $25C^{\circ}$ كما يلي :

$$K_w = 1 \times 10^{-7} \times 1 \times 10^{-7}$$

$$K_w = 1 \times 10^{-14}$$

حفظ

يمكن التعويض عن قيمة K_w في العلاقة : $K_w = [H^+][OH^-]$ ، فتصبح بالشكل الاتي :

$$[H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

ملاحظات

1 - ان الماء النقي هو وسط متعادل (اي ليس حامضي ولاقاعدي)، لذلك يكون فيه او في اي محلول متعادل اخر تركيز ايونات الهيدروجين المائية مساوياً لتراكيز ايونات الهيدروكسيد المائية اي ان :

$$[H^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}\ M$$

لكن عند اضافة حامض الى الماء النقي فان ذلك يؤدي الى زيادة $[H^+]$ ويقلل $[OH^-]$ حسب قاعدة لو شاتليه ، وعند اضافة قاعدة الى الماء النقي فان ذلك يؤدي الى زيادة $[OH^-]$ و يقلل $[H^+]$ حسب قاعدة لو شاتليه ، وفي الحالتين تبقى قيمة K_w ثابتة لا تتغير .

2 – يمكن حساب $[H^+]$ اذا كان $[OH^-]$ معلوم ، حسب العلاقة :

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]}$$

3 - يمكن حساب $[OH^-]$ اذا كان $[H^+]$ معلوم ، حسب العلاقة :

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]}$$

4 - ان اي زيادة في $[H^+]$ يرافقه نقصان في $[OH^-]$ والعكس صحيح اي العلاقة بينهما عكسية .

1 - في المحلول الحامضي : $[H^+] > 10^{-7}$ ، اي ($[H^+] > [OH^-]$)

2 - في المحلول المتعادل : $[H^+] = 10^{-7}$ ، اي ($[H^+] = [OH^-]$)

3 - في المحلول القاعدي : $[H^+] < 10^{-7}$ ، اي ($[H^+] < [OH^-]$)

احيائي 2017

تمرين (3 - 5) في الكتاب صفحة 119

احسب تركيز ايونات الهيدروجين المائية في محلول يحتوي على ايونات الهيدروكسيد المائية بتراكيز :
(أ) 0.01 M و (ب) 2.0×10^{-9} M .

الجواب

(أ)

$K_w = [H^+][OH^-]$

$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]}$ → $[H^+] = \frac{10^{-14}}{0.01}$

$[H^+] = 10^{-12}$ M

(ب)

$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]}$ → $[H^+] = \frac{10^{-14}}{2 \times 10^{-9}}$

$[H^+] = 0.5 \times 10^{-5}$ → $[H^+] = \frac{1}{2} \times 10^{-5}$

$[H^+] = 5 \times 10^{-6}$ M

سؤال (3 - 1) في الكتاب صفحة 149

المعادلة الاتية تبين حالة الاتزان بين جزيئات الماء وايوناته : $2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$
(أ) هل يتاثر هذا النظام بتغير درجة الحرارة .
(ب) ما قيمة ثابت حاصل الايوني للماء عند درجة حرارة $25C^\circ$ ، وكم هو تركيز ايون الهيدروجين وتركيز ايون الهيدروكسيد في الماء النقي .

الجواب

١- نعم ، يتأثر اتزان النظام بتغير درجة الحرارة .

٢- ثابت الحاصل ألايوني للماء : $K_W = 1 \times 10^{-14}$ ،
وتركيـــز أيون الهيدروجين و أيون الهيدروكسيد : $[H^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7}$ M

ملاحظة

في الحوامض الضعيفة والقواعد الضعيفة فان تركيز H^+ و OH^- تمثل قيمة (X) في فرضية معادلة التأين ويمكن استخراجها من : علاقة K_a او K_b او من علاقة درجة التاين او النسبة المئوية للتأين

الاس الهيدروجيني (او الدالة الحامضية) : PH

هي طريقة ملائمة لقياس او للتعبير عن تركيز ايون الهيدروجين خصوصاً لتراكيز ايـــــون الهيدروجين الصغيرة التي تكون قيمتها اصغر او تساوي **1M** بدلالة سالب الوغاريتم التركيز المولاري لايون الهيدروجين في المحلول ، ويرمز للناتج العددي لهذه القيم بالرمز **PH** .

- يمكن حساب الاس الهيدروجيني (الدالة الحامضية) PH من العلاقة الاتية :

$$PH = -\log [H^+]$$

ويمكن حساب تركيز ايون الهيدروجين $[H^+]$ من الاس الهيدروجين PH من العلاقة :

$$[H^+] = 10^{-PH}$$

- كذلك يمكن حساب الاس الهيدروكسيدي POH من العلاقة الاتية :

$$POH = -\log [OH^-]$$

ويمكن حساب تركيز ايون الهيدروكسيد $[OH^-]$ من الـ POH من العلاقة :

$$[OH^-] = 10^{-POH}$$

العلاقة بين PH و POH هي :

$$PH + POH = 14$$

- يمكن حساب PK_a من العلاقة : $PK_a = -\log K_a$

ويمكن حساب K_a من PK_a باستخدام المعادلة : $K_a = 10^{-PK_a}$

- يمكن حساب PK_b من العلاقة : $PK_b = -\log K_b$

ويمكن حساب K_b من PK_b باستخدام المعادلة : $K_b = 10^{-PK_b}$

ملاحظات

1 يمكن تحديد حامضية او قاعدية المحلول من قيمة PH للمحلول حيث :

أ المحلول الحامضي : $7 > PH$ اي $PH < POH$

ب المحلول المتعادل : $PH = POH = 7$

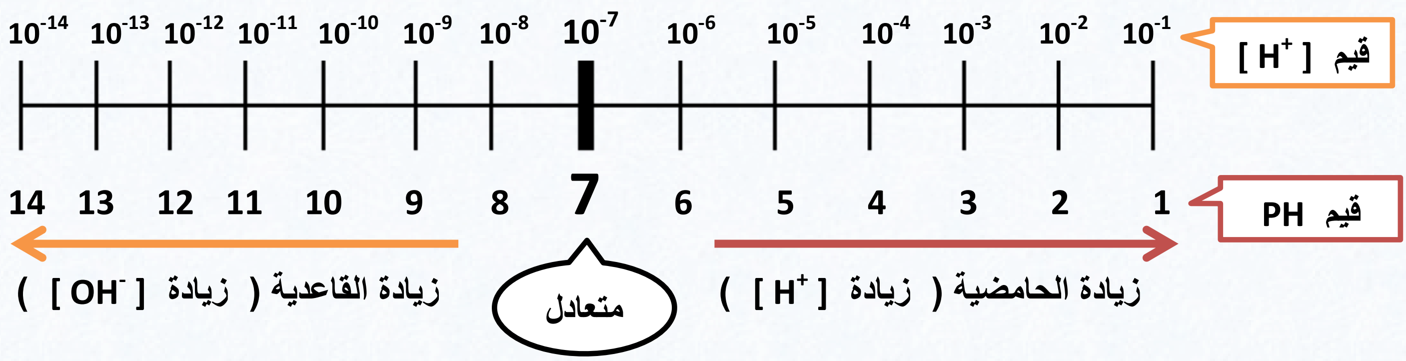
ج المحلول القاعدي : $7 < PH$ اي $PH > POH$

2 تتناسب الحامضية عكسياً مع الـ PH ، اي تزداد الحامضية بانخفاض قيمة PH و تنخفض الحامضية بزيادة قيمة PH ، كذلك تركيز H^+ يتناسب عكسياً مع قيمة PH لان ايون الهيدروجين H^+ هو المسؤول عن الحامضية ، فكلما ازدادت قيمة PH انخفض تركيز H^+ والعكس صحيح

$$PH \propto \frac{1}{\text{الحامضية}} \quad \text{و} \quad PH \propto \frac{1}{[H^+]}$$

✪ بينما تتناسب القاعدية طردياً مع قيمة PH ، اي تزداد قاعدية المحلول بزيادة قيمة PH .

3 يمكن بيان العلاقة بين قيم PH والحامضية في المخطط التالي :



بعض قوانين اللوغاريتمات المهمة

1- $\log(Y * Z) = \log Y + \log Z$ ‹‹ (مثلا : $\log 4 \times 10^5 = \log 4 + \log 10^5$)

2- $\log 10^X = X$ ‹‹ (مثلا : $\log 10^{-7} = -7$, $\log 10^9 = 9$)

3- $\log\left(\frac{Y}{Z}\right) = \log Y - \log Z$ ‹‹ (مثلا : $\log \frac{3}{5} = \log 3 - \log 5$)

4- $\log^{-} X = 10^X$ ‹‹ (مثلا : $\log^{-}(6) = 10^6$, $\log^{-}(-9) = 10^{-9}$)

✪ يمكن تحويل ln الى log باستخدام المعادلة الاتية : $\ln X = 2.3 \log X$

تمرين (3 - 6) في الكتاب صفحة 120

احسب قيم الدالة الحامضية (PH) للمحاليل الاتية : (أ) 6.0×10^{-4} M حامض الهيدروكلوريك ، (ب) 0.03 M حامض الكبريتيك . علماً ان log 3 = 0.48 ، log 2 = 0.3

الجواب

(أ)

	HCl →	H$^+$ +	Cl$^-$
التراكيز الابتدائية	6×10^{-4}	0	0
التراكيز النهائية	0	6×10^{-4}	6×10^{-4}

$[H^+] = 6 \times 10^{-4}$ M

$PH = -\log [H^+]$ → $PH = -\log 6 \times 10^{-4}$

$PH = -(\log 6 + \log 10^{-4})$ → $PH = -(\log 3 \times 2 + \log 10^{-4})$

$PH = -(\log 3 + \log 2 + \log 10^{-4})$ → $PH = -(0.48 + 0.3 - 4)$

$PH = -(-3.22)$

$PH = 3.22$

(ب)

	H_2SO_4 →	$2H^+$ +	SO_4^{-2}
التراكيز الابتدائية	0.03	0	0
التراكيز النهائية	0	2 x 0.03	0.03

$[H^+] = 2 \times 0.03 = 0.06$ M $= 6 \times 10^{-2}$ M

$PH = -\log [H^+]$ → $PH = -\log 6 \times 10^{-2}$

$PH = -(\log 6 + \log 10^{-2})$ → $PH = -(\log 3 \times 2 + \log 10^{-2})$

$PH = -(\log 3 + \log 2 + \log 10^{-2})$ → $PH = -(0.48 + 0.3 - 2)$

$PH = -(-1.22)$

$PH = 1.22$

✿ حساب $[H^+]$ من الدالة الحامضية PH : $[H^+] = 10^{-PH}$

وحساب $[OH^-]$ من الاس الهيدروكسيدي POH : $[OH^-] = 10^{-POH}$

ملاحظة : اذا كانت قيم PH او POH اعداد نسبية غير صحيحة نستخدم الطريقة الاتية لايجاد تركيز H^+ او OH^- :

مثال للتوضيح : اذا علمت ان قيمة PH محلول حامض الهيدروكلوريك يساوي 4.7 ، احسب $[H^+]$ لهذا المحلول . اذا علمت ان $\log 2 = 0.3$

الجواب / اولاً : نكتب العلاقة ونعوض عن قيمة **PH**

$$[H^+] = 10^{-PH} = 10^{-4.7}$$

ثانياً : نظرب الاس النسبي باس صحيح موجب اقرب للاس الاصلي واكبر منه بواحد (اي 10^{5}) وكذلك باس اخر صحيح سالب اكبر منه بواحد ايضاً (اي 10^{-5}) .

$$[H^+] = 10^{-4.7} \times 10^{5} \times 10^{-5}$$

ثالثاً : نجمع الاس الاصلي مع الاس الصحيح الموجب

$$[H^+] = 10^{-4.7+5} \times 10^{-5}$$

$$[H^+] = 10^{0.3} \times 10^{-5}$$

رابعاً : نعوض عن الاس النسبي الجديد بالقيمة التي نحصل عليها من الـ **log** المعطاة في السؤال .

$$[H^+] = 2 \times 10^{-5}$$

من السؤال : $\log 2 = 0.3$

نقسم الطرفين على log فنحصل على :

$2 = \log^{-} 0.3$

$2 = 10^{0.3}$

اي نعوض عن $10^{0.3}$ بالعدد 2

تمرين (3 - 7) في الكتاب صفحة 121

اذا علمت ان PH محلول لحامض النتريك يساوي 3.32 ، ماهي مولارية المحلول ؟
علماً ان : log 4.79 = 0.68

الجواب

ان حامض النتريك HNO_3 حامض قوي يتفكك بشكل تام ، اي تركيز H^+ يساوي تركيز الحامض HNO_3 ، ويمكن حساب تركيز H^+ من PH :

$$HNO_3 \rightleftharpoons H^+ + NO_3^-$$

$$[HNO_3] = [H^+] = ??$$

$$[H^+] = 10^{-PH}$$
$$[H^+] = 10^{-3.32}$$
$$[H^+] = 10^{-3.32} \times 10^{4} \times 10^{-4}$$
$$[H^+] = 10^{-3.32+4} \times 10^{-4}$$
$$[H^+] = 10^{0.68} \times 10^{-4}$$
$$[H^+] = 4.79 \times 10^{-4}\ M$$

$$[HNO_3] = [H^+] = 4.79 \times 10^{-4}\ M$$

توضيح غير مطلوب :
من السؤال : log 4.79 = 0.68
نقسم الطرفين على log فنحصل على :
$4.79 = \log^{-}(0.68)$
$4.79 = 10^{0.68}$

تمرين (3 - 8) في الكتاب صفحة 121

اكمل الجدول الاتي :

المحلول	[H^+]	[OH^-]	PH	POH
$HI \rightarrow H^+ + I^-$ 0.15 0 0 0 0.15 0.15	$[H^+] = 0.15M$	$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{0.15}$ $[OH^-] = 6.67 \times 10^{-14}$	PH = -log [H^+] PH = -log 0.15 PH = 0.82	PH + POH = 14 POH = 14 - 0.82 POH = 13.18
$RbOH \rightarrow Rb^+ + OH^-$ 0.06 0 0 0 0.06 0.06	$[H^+] = \frac{10^{-14}}{0.06}$ $[H^+] = 1.67 \times 10^{-13}$	$[OH^-] = 0.06\ M$	PH = -log [H^+] PH = -log 1.67×10^{-13} PH = 12.78	PH + POH = 14 POH = 14 - 12.78 POH = 1.22
$Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{+2} + 2OH^-$ 0.02 0 0 0 0.02 2x0.02	$[H^+] = \frac{10^{-14}}{0.04}$ $[H^+] = 2.5 \times 10^{-13}$	$[OH^-] = 2 \times 0.02$ $[OH^-] = 0.04\ M$	PH = -log [H^+] PH = -log 2.5×10^{-13} PH = 12.6	PH + POH = 14 POH = 14 – 12.6 POH = 1.4
$HClO_4 \rightarrow H^+ + ClO_4^-$ 0.0003 0 0 0 0.0003 0.0003	$[H^+] = 0.0003\ M$	$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{0.0003}$ $[OH^-] = 3.3 \times 10^{-11}$	PH = -log [H^+] PH = -log 3×10^{-4} PH = 3.53	PH + POH = 14 POH = 14 – 3.53 POH = 10.47

تمرين (3 - 9) فى الكتاب صفحة 122

احسب قيم $[H^+]$ و PH و $[OH^-]$ و POH للمحلول المائي $Ca(OH)_2$ تركيز 0.015 M .
هل المحلول حامضي ام قاعدي ؟ لماذا ؟ اذا علمت ان : log 3 = 0.48

الجواب

$$Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca^{+2} + 2OH^-$$

	$Ca(OH)_2$	Ca^{+2}	$2OH^-$
التراكيز الابتدائية	0.015	0	0
التراكيز النهائية	0	0.015	2 x 0.015

$$[OH^-] = 2 \times 0.015 = 0.03\ M = 3 \times 10^{-2}\ M$$

$$POH = -\log [OH^-] = -\log 3 \times 10^{-2}$$

$$POH = -(\log 3 + \log 10^{-2})$$

$$POH = -(0.48 - 2) = -(-1.52)$$

$$POH = 1.52$$

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{3 \times 10^{-2}}$$

$$[H^+] = \frac{1}{3} \times 10^{-12}$$

$$[H^+] = 0.33 \times 10^{-12}$$

$$[H^+] = 3.3 \times 10^{-13}\ M$$

$$PH + POH = 14$$

$$PH + 1.52 = 14$$

$$PH = 14 - 1.52$$

$$PH = 12.48$$

المحلول قاعدي لان قيمة PH اكبر من 7

سؤال (3 - 4) في الكتاب صفحة 149

علماً ان : $\log 1.8 = 0.26$ ، $\log 2 = 0.3$

ما عدد غرامات CH_3COOH ($M = 60\ g/mol$) الواجب اضافتها الى 250 mL من الماء المقطر ليصبح PH المحلول بعد الاضافة 2.7 علماً بان PK_a للحامض = 4.74 .

الجواب

نستخرج K_a من PK_a من العلاقة :

$K_a = 10^{-PK_a} = 10^{-4.74}$

$K_a = 10^{-4.74} \times 10^{5} \times 10^{-5}$

$K_a = 10^{-4.74+5} \times 10^{-5}$

$K_a = 10^{0.26} \times 10^{-5} = 1.8 \times 10^{-5}$

حيث : $\log 1.8 = 0.26$ (نقسم على log)
$1.8 = \log^{-}(0.26)$
$1.8 = 10^{0.26}$

نحسب تركيز ايون الهيدروجين $[H^+]$ للحامض من PH :

$[H^+] = 10^{-PH} = 10^{-2.7}$

$[H^+] = 10^{-2.7} \times 10^{3} \times 10^{-0.3}$

$[H^+] = 10^{-2.7+3} \times 10^{-0.3}$

$[H^+] = 10^{0.3} \times 10^{-0.3} = 2 \times 10^{-3}\ M$

حيث : $\log 2 = 0.3$ (نقسم على log)
$2 = \log^{-} 0.3$
$2 = 10^{0.3}$

حيث تركيز ايون الهيدروجين $[H^+]$ يمثل قيمة المتفكك (المتاين) من الحامض اي يمثل قيمة X :

	CH_3COOH	$\rightleftharpoons$	CH_3COO^-	+	H^+
التراكيز الابتدائية	Y		0		0
التراكيز عند الاتزان	$Y - 2 \times 10^{-3}$		2×10^{-3}		2×10^{-3}

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]} \rightarrow 1.8 \times 10^{-5} = \frac{2 \times 10^{-3} * 2 \times 10^{-3}}{Y - 2 \times 10^{-3}}$$

تهمل (2×10^{-3})

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{4 \times 10^{-6}}{Y}$$

$$1.8 \times 10^{-5} * Y = 4 \times 10^{-6} \rightarrow Y = \frac{4 \times 10^{-6}}{1.8 \times 10^{-5}}$$

$Y = 2.2 \times 10^{-1} = 0.22\ M$ التركيز الابتدائي للحامض

نحسب عدد غرامات الحامض من العلاقة : $m = M * \mathcal{M} * V$

$m = 0.22 * 60 * 0.25 = 3.3\ g$

$V = \frac{250}{1000} = 0.25\ L$

احيائي 2017

سؤال (3 - 25) في الكتاب صفحة 152

كم هي كتلة هيدروكسيد البوتاسيوم (M = 56 g / mol) اللازم اضافتها الى 200 mL من الماء لتصبح قيمة PH المحلول الناتج تساوي 11 ؟

الجواب

نحسب تركيز ايون الهيدروكسيد في محلول قيمة الـ PH له تساوي 11 كالاتي :

$[H^+] = 10^{-PH}$

$[H^+] = 10^{-11}$ M

$[H^+][OH^-] = 10^{-14}$

$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-11}} = 10^{-3}$ mol / L

ان هيدروكسيد البوتاسيوم (KOH) هي قاعدة قوية لذا فأن تركيز ايون OH^- في المحلول المائي يساوي تركيز القاعدة الأصلي : أي

$[KOH] = [OH^-] = 10^{-3}$ mol / L

$KOH \rightleftharpoons K^+ + OH^-$

	KOH	K^+	OH^-
التراكيز الابتدائية	10^{-3}	0	0
التراكيز النهائية	0	10^{-3}	10^{-3}

$V = \frac{200}{1000} = 0.2$ L ⟹ $m_{KOH} = M_{KOH} \times M_{KOH} \times V$

$m_{KOH} = 10^{-3} \times 56 \times 0.2$

$m_{KOH} = 0.0112$ g

التمذوب :

التمذوب هو مصطلح يقصد به تفاعل المادة مع المذيب المستعمل لإذابتها ، وعندما يكون الماء المذيب تدعى العملية بالتحلل المائي .

التحلل المائي :

هو تفاعل المادة المذابة مع جزيئات الماء ، حيث تتظمن بعض تفاعلات التحلل المائي التفاعل مع ايونات H^+ و OH^- .

التحلل المائي للأملاح :

الملح : هو مادة ناتجة من اتحاد الايون الموجب للقاعدة مع الجزء السالب من الحامض .

(اي يتحد الايون السالب من الحامض مع الايون الموجب للقاعدة لتكوين الملح)

حامض + قاعدة ⟶ ملح + ماء

✪ تصنف الاملاح الى اربع انواع هـــــي :

1 - املاح لقواعد قوية وحوامض قوية (املاح متعادلة) .
2 - املاح لقواعد قوية وحوامض ضعيفة (املاح قاعدية) .
3 - املاح لقواعد ضعيفة وحوامض قوية (املاح حامضية) .
2 - املاح لقواعد ضعيفة وحوامض ضعيفة .

1 – املاح لقواعد قوية وحوامض قوية (املاح متعادلة)

ان الاملاح المتعادلــة مشتقة من قواعد قوية وحوامض قوية لذا فان الايونين الناتجين عن تفكك الملـــح هما قرائن ضعيفــــة لا يتفاعلان مـــع الماء لذلك يبقى المحلـــول متعادلاً اي ان هـــذه الاملاح لا تتحلل مائياً وتبقى قيمـــة $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ M اي PH = 7 .

امثلة على الاملاح المتعادلة :

ملح كلوريد الصوديوم $NaCl$ ، ملح نترات الصوديوم $NaNO_3$ ، كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 ،
ملح كلوريد البوتاسيوم KCl ، ملح كبريتات البوتاسيوم K_2SO_4 ، ملح نترات البوتاسيوم KNO_3 ،
ملح يوديد البوتاسيوم KI .

ملاحظة : ان قيمة PH الاملاح المتعادلة (الاملاح المشتقة من قواعد قوية وحوامض قوية) تساوي 7 .

علل / لا تتغير قيمة PH الماء النقي عند اذابة ملح يوديد البوتاسيوم فيه ؟

الجواب / لان ملح يوديد البوتاسيوم KI مشتق من حامض قوي (حامض الهيدرويوديك HI) و قاعدة قوية (هيدروكسيد البوتاسيوم KOH) فكلا الايونين الناتجين من تفكك الملح (K^+ ، I^-) قرائن ضعيفة لا يتفاعلان مع الماء (لا يتحللان مائياً) لذلك يبقى $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ M ، اي PH = 7

$$KI \rightarrow K^+ + I^-$$

KI: قاعدة قوية KOH ، حامض قوي HI

K^+: حامض قرين ضعيف

I^-: قاعدة قرينة ضعيفة

علل / تكون المحاليل المائية لأملاح الحوامض القوية و القواعد القوية متعادلة ؟ وزاري 2013 دور ثاني

علل / تكون محاليل الاملاح المشتقة من الحوامض القوية والقواعد القوية محاليل متعادلة ؟ وزاري2014 دور ثاني

الجواب : (الجواب نفسه لكلا التعليلين)

لان ايوناتها قرائن ضعيفة لا تتفاعل مع الماء اي لا تتحلل مائياً فيبقى $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ M ، اي PH = 7

وزاري 2016 الدور الاول / **املأ الفراغ : يكون المحلول المائي لملح NaCl متعادلاً وذلك لانه ملح مشتق من** ....

الجواب : حامض قوي و قاعدة قوية .

املأ الفراغ : ان قيمة PH محلول 0.05 M من KNO_3 يساوي ....

الجواب : 7

2 – املاح لقواعد قوية وحوامض ضعيفة (املاح قاعدية)

عند اذابة الاملاح المشتقة من قواعد قوية وحوامض ضعيفة في الماء يكون المحلول الناتج ذا صفة قاعدية دائماً ، بسبب قابلية الايون السالب للملح والعائد للحامض الضعيف على التفاعل مع ايونات H^+ للماء وتكوين ايون OH^- وبذلك يزداد تركيز OH^- ويقل تركيز H^+ فتقل الحامضية وتزداد القاعدية فتزداد قيمة PH .

امثلة على الاملاح القاعدية :

ملح سيانيد الصوديوم $NaCN$ ، ملح نتريت الصوديوم $NaNO_2$ ، فلوريد الصوديوم NaF ، ملح خلات الصوديوم CH_3COONa ، ملح خلات البوتاسيوم CH_3COOK ، ملح نتريت البوتاسيوم KNO_2 ملح سيانيد البوتاسيوم KCN ، ملح فلوريد البوتاسيوم KF

ملاحظة : ان قيمة PH الاملاح القاعدية (الاملاح المشتقة من قواعد قوية وحوامض ضعيفة) اكبر 7 ، (اي 7 < PH للأملاح القاعدية) .

علل / تزداد قيمة PH الماء النقي عند اذابة ملح خلات الصوديوم فيه ؟

الجواب / لان ملح خلات الصوديوم CH_3COONa مشتق من قاعدة قوية (هيدروكسيد الصوديوم $NaOH$) وحامض ضعيف (حامض الخليك CH_3COOH) حيث عند ذوبانه في الماء يتفكك بشكل تام الى ايـــون Na^+ وهو حامض قرين ضعيف لا يتفاعل مع الماء ، وايون الخلات CH_3COO^- وهو قاعدة قرينة قوية ، كالاتي :

$$CH_3COONa \rightarrow CH_3COO^- + Na^+$$

حامض ضعيف CH_3COOH ← CH_3COO ؛ قاعدة قوية $NaOH$ ← Na

CH_3COO^- : قاعدة قرينة قوية

Na^+ : حامض قرين ضعيف

حيث يتفاعل ايون الخلات CH_3COO^- مع H^+ في الماء وبالتالي يقل تركيز H^+ ويزداد تركيز OH^- ، فتزداد القاعدية فتزداد قيمة PH .

$$CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$$

علل / عند اذابة املاح مشتقة من قواعد قوية وحوامض ضعيفة في الماء يكون المحلول الناتج ذا صفة قاعدية دائماً ؟ وزاري 2013 دور اول

علل / محاليل الاملاح المشتقة من قواعد قوية وحوامض ضعيفة تكون ذات صفة قاعدية ؟ تمهيدي 2014

علل / محاليل الاملاح المشتقة من القواعد القوية والحوامض الضعيفة تعد محاليل قاعدية ؟ وزاري 2015 د 1

علل / الاملاح المشتقة من قواعد قوية وحوامض ضعيفة عند ذوبانها في الماء يكون المحلول ذا صفة قاعدية ؟ وزاري 2015 دور ثالث

جميع هذه التعاليل لها جواب واحـــد

الجواب : (الجواب نفسه لجميع التعاليل اعلاه)

بسبب قابلية الايون السالب للملح (العائدة في الاصل للحامض الضعيف) على التفاعل مع الماء لتكوين ايون OH^- فتزداد القاعدية .

انتباه : توجد اكثر من صيغة للجواب النموذجي لهذه التعاليل ، جميعها نموذجية ومعتمدة في الوزاري ، يستطيع الطالب اختيار الجواب الذي يعتبره سهل بالنسبة اليه .

طريقة جواب (2) : (الجواب نفسه لجميع التعاليل اعلاه)

بسبب قابلية الايون السالب للملح التفاعل مع H^+ ونتيجة لذلك ينخفض تركيز H^+ في المحلول مما يجعل جزيئات H_2O تتأين لتعويض النقص مما يؤدي الى تكوين زيادة في كمية OH^- ويصبح المحلول قاعـدي .

طريقة جواب (3) : (الجواب نفسه لجميع التعاليل اعلاه)

لان الاملاح القاعدية تتفكك بشكل تام حسب المعادلة الاتية :

$$MA \rightarrow M^+ + A^-$$

حامض قرين ضعيف (M^+) — قاعدة قرينة قوية (A^-)

وبما ان A^- قاعدة قرينة قوية لحامض ضعيف فانه يتفاعل مع الماء (يتحلل مائياً) :

$$A^- + H_2O \rightleftharpoons HA + OH^-$$

مما يؤدي الى تحرير ايونات OH^- في المحلول ويجعلها ذو صفة قاعدية دائماً .

انتباه : على الطالب اختيار طريقة واحدة للجواب ، والجواب نفسة لجميع للتعاليل اعلاه

قوانين الاملاح القاعدية

1 - حساب ثابت التحلل المائي للملح القاعدي K_h :

$$K_h = \frac{K_W}{K_a}$$

حيث : K_h ثابت التحلل المائي للملح القاعدي
K_W ثابت الحاصل الايوني للماء ($K_W = 1 \times 10^{-14}$)
K_a ثابت تفكك الحامض الضعيف

2 - حساب PK_h من العلاقة :

$$PK_h = PK_W - PK_a$$

انتباه :
$PK_h = -\log K_h$
$PK_W = -\log K_W$
$PK_a = -\log K_a$

3 - حساب تركيز ايون الهيدروجين H^+ في محلول الملح القاعدي :

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_W * K_a}{C}}$$

حيث : $[H^+]$ تركيز ايون الهيدروجين
K_W ثابت الحاصل الايوني للماء ($K_W = 1 \times 10^{-14}$)
K_a ثابت تفكك الحامض الضعيف
C تركيز الملح القاعدي

4 – حساب PH الاملاح القاعدية (يجب ان تكون $PH > 7$) :

$$PH = \frac{1}{2}[PK_W + PK_a + \log C]$$

حيث : $PK_W = 14$
حفظ

ملاحظة : قبل الشروع في حل السؤال يجب تحديد او معرفة نوع الملح من اجل تطبيق القوانين الخاصة به ، حيث يمكن معرفة الملح القاعدي من معطات السؤال :

1 - اذا كانت قيمة PH اكبر 7 ، (اي $PH > 7$) فان **الملح قاعدي** .

2 – في مسائل الاملاح عند ما يعطي بالسؤال قيمة K_a ظمن المعطيات فان **الملح قاعدي** .

3 - اذا كان تركيز H^+ اقل من 10^{-7} M ، ($[H^+] < 10^{-7}$ M) فان **الملح قاعدي** .

4 - يمكن معرفة **الملح القاعدي** من صيغته الكيميائية او اسمه (حيث يكون مشتق من قاعدة قوية وحامض ضعيف)

تمرين (3 - 10) فى الكتاب صفحة 126

احسب تركيز ايون الهيدروكسيد للمحلول المائي لملح سيانيد البوتاسيوم KCN ، $K_a (HCN) = 4.9 \times 10^{-10}$ تركيزه 0.1 mol / L . هل المحلول حامضي ام قاعدي .

الجواب

((ملح KCN ملح قاعدي مشتق من قاعدة قوية KOH وحامض ضعيف HCN))

نحسب تركيز H^+ للملح القاعدي من العلاقة :

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_W * K_a}{C}}$$

$$[H^+] = \sqrt{\frac{10^{-14} * 4.9 \times 10^{-10}}{0.1}} \rightarrow [H^+] = \sqrt{\frac{4.9 \times 10^{-24}}{0.1}}$$

$$[H^+] = \sqrt{49 \times 10^{-24}}$$

$$[H^+] = 7 \times 10^{-12} \text{ M}$$

نحسب تركيز OH^- من العلاقة :

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} \rightarrow [OH^-] = \frac{10^{-14}}{7 \times 10^{-12}}$$

$$[OH^-] = 0.143 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$[OH^-] = 1.43 \times 10^{-3} \text{ M}$$

المحلول قاعدي لان $[H^+] < 10^{-7}$ M

3 – املاح لقواعد ضعيفة وحوامض قوية (املاح حامضية)

هذه الاملاح تكون محاليلها المائية ذات صفة حامضية بسبب تفاعل الايون الموجب للملح (العائد في الاصل للقاعدة الضعيفة) مع OH^- الماء لتكوين زيادة من H^+ ، وبالتالي يزداد تركيز H^+ ويقل تركيز OH^- فتزداد الحامضية وتقل القاعدية فتقل قيمة PH .

امثلة على الاملاح الحامضية :

ملح كلوريد الامونيوم NH_4Cl ، ملح بروميد الامونيوم NH_4Br ، ملح يوديد الامونيوم NH_4I ، ملح نترات الامونيوم NH_4NO_3 ، ملح كبريتات الامونيوم $(NH_4)_2SO_4$ ، ملح كلوريد البيريدين C_5H_5NHCl ملح كلوريد الانلين $C_6H_5NH_3Cl$ ، كلوريد مثيل امونيوم CH_3NH_3Cl

ملاحظة : ان قيمة PH الاملاح الحامضية (الاملاح المشتقة من قواعد ضعيفة وحوامض قوية) اقل 7 ، (اي $7 > PH$ للأملاح الحامضية) .

علل / تقل قيمة PH الماء النقي عند اذابة ملح كلوريد الامونيوم فيه ؟

الجواب / لان ملح كلوريد NH_4Cl مشتق من حامض قوي (حامض الهيدرو كلوريك HCl) و قاعدة ضعيفة (الامونيا NH_3) حيث عند ذوبانه في الماء يتفكك بشكل تام الى ايـــون Cl^- وهو قاعدة قرينة ضعيفة لا يتفاعل مع الماء ، وايون الامونيوم NH_4^+ وهو حامض قرين قوي ، كالاتي :

$$NH_4Cl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$$

قاعدة ضعيفة NH_3 ، حامض قوي HCl ، (NH_4^+) حامض قرين قوي ، (Cl^-) قاعدة قرينة ضعيفة

حيث يتفاعل ايون الامونيوم NH_4^+ مع OH^- في الماء ويحرر ايون H^+ وبالتالي يقل تركيز OH^- ويزداد تركيز H^+ ، فتزداد الحامضية فتقل قيمة PH ، كالاتي :

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$$

علل / تكون المحاليل المائية لأملاح القواعد الضعيفة والحوامض القوية ذات صفة حامضية ؟ وزاري 2013 د 1

الجواب / بسبب تفاعل الايون الموجب للملح (العائد في الاصل للقاعدة الضعيفة) مع OH^- في الماء ونتيجة لذلك ينخفض تركيز OH^- بينما يزداد تركيز H^+ في المحلول ، فتزداد الحامضية اي يصبح المحلول حامضي .

قوانين الاملاح الحامضية

1 - حساب ثابت التحلل المائي للملح الحامضي K_h :

$$K_h = \frac{K_W}{K_b}$$

حيث : K_h ثابت التحلل المائي للملح الحامضي
K_W ثابت الحاصل الايوني للماء ($K_W = 1 \times 10^{-14}$)
K_b ثابت تفكك القاعدة الضعيفة

2 - حساب تركيز ايون الهيدروجين H^+ في محلول الملح القاعدي :

$$[H^+] = \sqrt{C * \frac{K_W}{K_b}}$$

حيث : $[H^+]$ تركيز ايون الهيدروجين
K_W ثابت الحاصل الايوني للماء ($K_W = 1 \times 10^{-14}$)
K_b ثابت تفكك القاعدة الضعيفة
C تركيز الملح الحامضي

4 – حساب PH الاملاح الحامضية (يجب ان تكون $PH < 7$) :

$$PH = \frac{1}{2}[PK_w - PK_b - \log C]$$

حيث : $PK_W = 14$
حفظ

ملاحظة : قبل الشروع في حل مسائل الاملاح يجب تحديد او معرفة نوع الملح من اجل تطبيق القوانين الخاصة به ، حيث يمكن معرفة الملح الحامضي من معطات السؤال وكلاتي :

1 - اذا كانت قيمة PH اقل 7 ، (اي $PH < 7$) فان الملح حامضي .
2 - في مسائل الاملاح عند ما يعطي بالسؤال قيمة K_b ظمن المعطيات فان الملح حامضي .
3 - اذا كان تركيز H^+ اكبر من 10^{-7} M ، ($[H^+] > 10^{-7}$ M) فان **الملح حامضي** .
4- يمكن معرفة **الملح الحامضي** من صيغته الكيميائية او اسمه(حيث يكون مشتق من قاعدة قوية وحامض ضعيف)

احيائي 2017

تمرين (3 - 11) فى الكتاب صفحة 129

احسب قيمة POH لمحلول نترات الامونيوم ، ($PK_b(NH_3) = 4.74$) بتركيز 0.5 M . هل المحلول حامضي ام قاعدي ؟ علماً ان log 5 = 0.7

الجواب

((ملح نترات المونيوم NH_4NO_3 ملح حامضي مشتق حامض قوي HNO_3 وقاعدة ضعيفة NH_3))

$$PH = \frac{1}{2}(PK_w - PK_b - \log C)$$

$$PH = \frac{1}{2}(14 - 4.74 - \log 0.5)$$

$$PH = \frac{1}{2}(9.26 - \log 5 \times 10^{-1})$$

$$PH = \frac{1}{2}(9.26 - (\log 5 + \log 10^{-1}))$$

$$PH = \frac{1}{2}(9.26 - (0.7 - 1))$$

$$PH = \frac{1}{2}(9.26 - (-0.3))$$

$$PH = \frac{1}{2}(9.26 + 0.3)$$

$$PH = \frac{1}{2}(9.56)$$

$$PH = 4.78$$

$$PH + POH = 14$$

$$4.78 + POH = 14$$

$$POH = 14 - 4.78$$

$$POH = 9.22$$

المحلول حامضي لان $PH < 7$

احيائي 2017

سؤال (3 - 3) فى الكتاب صفحة 149

في المحاليل المائية للمواد التالية ، هل يكون المحلول حامضياً او قاعدياً او متعادلاً ؟ ولماذا ؟

(أ) NH_4Cl ، (ب) Na_2SO_4 ، (ج) CH_3COOK ، (د) CaF_2 ، (هـ) $MgSO_4$ ، (و) KCl .

الجواب

(أ) المحلول المائي لـ NH_4Cl حامضي لانه ملح مشتق من حامض قوي وقاعدة ضعيفة .

(ب) المحلول المائي لـ Na_2SO_4 متعادل لانه ملح مشتق من حامض قوي وقاعدة قوية .

(ج) المحلول المائي لـ CH_3COOK قاعدي لانه ملح مشتق من حامض ضعيف وقاعدة قوية .

(د) المحلول المائي لـ CaF_2 قاعدي لانه ملح مشتق من حامض ضعيف وقاعدة قوية .

(هـ) المحلول المائي لـ $MgSO_4$ حامضي لانه ملح مشتق من حامض قوي وقاعدة ضعيفة .

(و) المحلول المائي لـ KCl متعادل لانه ملح مشتق من حامض قوي وقاعدة قوية .

سؤال (3 - 16) فى الكتاب صفحة 151

علماً ان (log 7 = 0.84) ، (log 1.17 = 0.068)

احسب قيمة PH و $[OH^-]$ لمحاليل الاملاح التالية : (1) 0.1 M سيانيد الصوديوم NaCN .

(2) 0.25 M نترات الامونيوم NH_3NO_3 . (3) 0.5 M نترات الصوديوم $NaNO_3$.

الجواب

1 - NaCN ملح مشتق من قاعدة قوية وحامض ضعيف (HCN) ، نحسب PH و $[OH^-]$ له كالأتـــي :

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_W \times K_a}{[C]}} = \sqrt{\frac{10^{-14} \times 4.9 \times 10^{-10}}{0.1}} = \sqrt{\frac{4.9 \times 10^{-24}}{10^{-1}}} = \sqrt{49 \times 10^{-24}}$$

$[H^+] = 7 \times 10^{-12}$ mol / L

$PH = -\log[H^+] = -\log 7 \times 10^{-12} = -(\log 7 + \log 10^{-12})$ حيث $(\log 7 = 0.84)$

$PH = -(0.84 - 12) = -(-11.16)$

PH = 11.16

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{[H^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{7 \times 10^{-12}}$$

$[OH^-] = 1.4 \times 10^{-3}$ mol / L

2 - NH_4NO_3 ملح مشتق من حامض قوي وقاعدة ضعيفة (NH_3)، نحسب PH و [OH⁻] له كالأتـــي :

$$[H^+] = \sqrt{[C]\frac{K_w}{K_b}} = \sqrt{0.25 \times \frac{10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}}} = \sqrt{\frac{0.25 \times 10^{-9}}{1.8}} = \sqrt{\frac{2.5 \times 10^{-10}}{1.8}}$$

$$[H^+] = \sqrt{1.38 \times 10^{-10}} = 1.17 \times 10^{-5} \text{ mol / L}$$

$PH = - \log [H^+] = - \log 1.17 \times 10^{-5} = - (\log 1.17 + \log 10^{-5})$ حيث (log 1.17 = 0.068)

$PH = - (0.068 - 5) = - (- 4.93)$

$PH = 4.93$

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{[H^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.17 \times 10^{-5}}$$

$[OH^-] = 8.5 \times 10^{-10}$ mol / L

---

3 - ملح نـترات الصوديوم $NaNO_3$ مشتق من قاعدة قوية وحامض قوي وهو لا يعاني من تحلل مائي فيكون محلوله المائي متعادل ، أي PH = 7 ، $[OH^-] = 10^{-7}$ mol / L

تأثير الايون المشترك

الايون المشترك :

وزاري 2014
الدور الثاني / الخاص

هي ظاهرة تقليل تفكك الالكتروليت الضعيف الناتجة عن وجود الكتروليت قوي يحوي احد ايونات الالكتروليت الضعيف في نفس المحلول .

صيغة اخري للتعريف : هو الايون الناتج من الكتروليت قوي ويشابه احد ايونات الالكتروليت الضعيف ، حيث الايون المشترك يقلل من تفكك الالكتروليت الضعيف .

احيائي 2017

تأثير الايون المشترك على الالكتروليتات الضعيفة

1 – يقلل تركيز ايون H^+ للحوامض الضعيفة .

2 – يقلل تركيز ايون OH^- للقواعد الضعيفة .

3 – يقلل درجة تفكك الحوامض الضعيفة والقواعد الضعيفة .

ملاحظة

مسائل الايون المشترك تكون على ثلاث انواع ، وكما يلي :

(1) يطلب في السؤال بيان تأثير إضافة الايون المشترك على تركيز ايون H^+ (في الحوامض الضعيفة) .

(2) يطلب في السؤال بيان تأثير إضافة الايون المشترك على تركيز ايون OH^- (في القواعد الضعيفة) .

(3) يطلب في السؤال بيان تأثير إضافة الايون المشترك على درجة تفكك الحامض الضعيف او القاعدة الضعيفة .

1 – الايون المشترك يقلل تركيز ايون H^+ للحوامض الضعيفة :

عند اضافة فلوريد الصوديوم NaF (لكتروليت قوي) الى حامض الهيدرو فلوريك HF (الكترولييت ضعيف)

$$HF \rightleftharpoons H^+ + \boxed{F^-}$$

$$NaF \longrightarrow Na^+ + \boxed{F^-}$$

ان هذه الاضافة سوف تؤدي الى زيادة تركيز F^- وهو الايون المشترك بينهما فتختل حالة الاتزان وحسب قاعدة لو شاتليه يتجه التفاعل بالاتجاه العكسي للتخلص من زيادة تركيز ايون الفلوريد F^- وبالتالي يقل تفكك حامض الهيدروفلوريك HF (اي تقل درجة تفكك الحامض) فيقل تركيز H^+ ، (اي تقل الحامضية فتزداد القاعدية فتزداد قيمة PH) .

ملاحظات

اذا كان المطلوب في السؤال بيان تأثير الايون المشترك على تركيز ايون H^+ للحامض الضعيف نتبع الخطوات الاتية في حل السؤال :

(1) نحسب تركيز ايون H^+ للحامض الضعيف لوحده (اي قبل اضافة الايون المشترك) من علاقة K_a .

(2) نحسب تركيز ايون H^+ للحامض نفسة ولكن بعد اضافة الالكتروليت القوي اليــــه ، اي نحسب تركيز H^+ بوجود الايون المشترك .

(3) نناقش النتائج من خلال مقارنة قيمة تركيز H^+ قبل اضافة الايون المشترك وبعد اضافته .

(انتباه : يجب ان ينخفض تركيز H^+ بعد اضافة الايون المشترك)

2 - الايون المشترك يقلل تركيز ايون OH^- للقواعد الضعيفة :

عند اضافة ملح كلوريد الامونيوم NH_4Cl (لكتروليت قوي) الى محلول الامونيا NH_3 (الكتروليت ضعيف)

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

$$NH_4Cl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$$

ان هذه الاضافة سوف تؤدي الى زيادة تركيز NH_4^+ وهو الايون المشترك بينهما فتختل حالة الاتزان وحسب قاعدة لو شاتليه يتجه التفاعل بالاتجاه العكسي للتخلص من زيادة تركيز ايون الامونيوم NH_4^+ وبالتالي يقل تفكك الامونيا NH_3 (اي تقل درجة تفكك الامونيا في المحلول) فيقل تركيز OH^- ، (اي تقل القاعدية وتزداد الحامضية فتقل قيمة PH) .

ملاحظات

اذا كان المطلوب في السؤال بيان تأثير الايون المشترك على تركيز ايون OH^- للحامض الضعيف نتبع الخطوات الاتية في حل السؤال :

(1) نحسب تركيز ايون OH^- للقاعدة الضعيفة لوحدها (اي قبل اضافة الايون المشترك) من علاقة K_b .

(2) نحسب تركيز ايون OH^- للقاعدة نفسها ولكن بعد اضافة الالكتروليت القوي اليـــه ، اي نحسب تركيز OH^- بوجود الايون المشترك .

(3) نناقش النتائج من خلال مقارنة قيمة تركيز OH^- قبل اضافة الايون المشترك وبعد اضافته .

(انتباه : يجب ان ينخفض تركيز OH^- بعد اضافة الايون المشترك)

احيائي 2017

مثال (3 – 13) في الكتاب صفحة 129

ما التأثير الذي تحدثه اضافة 8.2 g (0.1 mol) من ملح خلات الصوديوم CH_3COONa الى لتر واحد من محلول حامض الخليك بتركيز 0.1 M ، على تركيز ايون الهيدروجين H^+ عند درجة 25C° ، علماً ان $K_a (CH_3COOH) = 1.8 \times 10^{-5}$ ، $\sqrt{1.8} = 1.3$

الجواب

اولاً نحسب تركيز H^+ لحامض الخليك لوحده (قبل اضافة خلات الصوديوم اليه)

	CH_3COOH	$\rightleftharpoons$	CH_3COO^-	+	H^+
التراكيز الابتدائية	0.1		0		0
التراكيز عند الاتزان	0.1 - X		X		X

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]} \Rightarrow 1.8 \times 10^{-5} = \frac{(X)(X)}{0.1 - X} \Rightarrow 1.8 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{0.1}$$

تهمل

$$X^2 = 1.8 \times 10^{-5} \times 0.1 \Rightarrow X^2 = 1.8 \times 10^{-6}$$

$$X = \sqrt{1.8 \times 10^{-6}} = 1.3 \times 10^{-3}\ M$$

$$[H^+] = X = 1.3 \times 10^{-3}\ M$$

نحسب تركيز H^+ لحامض الخليك بعد اضافة خلات الصوديوم (اي بوجود الايون المشترك)

	CH_3COOH	$\rightleftharpoons$	CH_3COO^-	+	H^+
التراكيز الابتدائية	0.1		0		0
التراكيز عند الاتزان	0.1 - X'		X'		X'

	CH_3COONa	$\rightarrow$	CH_3COO^-	+	Na^+
التراكيز الابتدائية	0.1		0		0
التراكيز النهائية	0		0.1		0.1

M = n لذا V = 1 L

$M_{CH_3COONa} = 0.1\ M$

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]} \Rightarrow 1.8 \times 10^{-5} = \frac{(X' + 0.1)(X')}{0.1 - X'}$$

ايون مشترك $[CH_3COO^-] = X' + 0.1 \approx 0.1\ M$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(X') * 0.1}{0.1 - X'}$$

تهمل

انتباه : دائماً يهمل تركيز الايون المشترك الناتج من الالكتروليت الضعيف سواء كان معلوم او مجهول .

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{0.1\ X'}{0.1} \Rightarrow 0.1\ X' = 1.8 \times 10^{-5} \times 0.1$$

$$X' = 1.8 \times 10^{-5}\ M$$

$$[H^+] = X' = 1.8 \times 10^{-5}\ M$$

عند مقارنة تركيز H^+ في محلول الحامض قبل وبعد اضافة الملح نلاحظ ان التركيز انخفض من 1.3×10^{-3} M الى 1.8×10^{-5} M بسبب نقصان تفكك حامض الخليك نتيجة اضافة ملح خلات الصوديوم لوجود الايون المشترك بن المركبين .

3 - **الايون المشترك يقلل درجة تفكك الحوامض الضعيفة والقواعد الضعيفة :**

ملاحظات

اذا كان المطلوب في السؤال بيان تأثير الايون المشترك على درجة تفكك الحامض الضعيف او القاعدة الضعيفة نتبع الخطوات الاتية في حل السؤال :

(1) نحسب درجة تفكك الحامض الضعيف او القاعدة الضعيفة حسب المطلوب في السؤال قبل اضافة الايون المشترك .

(2) نحسب درجة تفكك الحامض الضعيف او القاعدة الضعيفة بعد اضافة الايون المشترك .

(3) نناقش النتائج من خلال مقارنة قيمة درجة التفكك قبل اضافة الايون المشترك و بعد اضافته .

(انتباه : يجب ان تنخفض قيمة درجة التفكك بعد اضافة الايون المشترك)

تمرين (3 - 12) في الكتاب صفحة 130 — وزاري 2013 الدور الاول

ما هو التأثير الناتج من اضافة 26.75 g (0.5 mol) من ملح كلوريد الامونيوم الى لتر واحد من محلول الامونيا بتركيز 0.1 M ، على درجة التفكك القاعدة ؟

اذا علمت ان ثابت تفكك القاعدة الضعيفة 1.8×10^{-5} = K_b (NH_3) ، استفد : $\sqrt{1.8} = 1.3$

الجواب

نحسب درجة تفكك الامونيا قبل اضافة ملح كلوريد الامونيوم (قبل اضافة الايون المشترك)

	NH_3	+ H_2O ⇌	NH_4^+	+ OH^-
التراكيز الابتدائية	0.1		0	0
التراكيز عند الاتزان	0.1 - X		X	X

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(X)(X)}{0.1 - X}$$ (تهمل X) → $$1.8 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{0.1}$$

$$X^2 = 1.8 \times 10^{-5} \times 0.1 \rightarrow X^2 = 1.8 \times 10^{-6}$$

$$X = \sqrt{1.8 \times 10^{-6}} = 1.3 \times 10^{-3}\ M$$

$$[OH^-] = X = 1.3 \times 10^{-3}\ M$$

درجة تفكك الامونيا NH_3 = $\dfrac{[OH^-]\ \text{عند الاتزان}}{\text{التركيز الابتدائي لـ}\ NH_3}$

درجة تفكك الامونيا NH_3 = $\dfrac{(1.3 \times 10^{-3})}{(0.1)}$

درجة تفكك الامونيا NH_3 = 1.3×10^{-2}

احيائي 2017

نحسب درجة تفكك الامونيا بعد اضافة ملح كلوريد الامونيوم (اي بوجود الايون المشترك)

	NH_3 + H_2O	⇌	NH_4^+	+	OH^-
التراكيز الابتدائية	0.1		0		0
التراكيز عند الاتزان	0.1 - X'		X'		X'

	NH_4Cl	→	NH_4^+	+	Cl^-
التراكيز الابتدائية	0.5		0		0
التراكيز النهائية	0		0.5		0.5

M = n لذا V = 1 L

M_{NH_4Cl} = 0.5 M

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \rightarrow 1.8 \times 10^{-5} = \frac{(X' + 0.5)(X')}{0.1 - X'}$$

ايون مشترك $[NH_4^+] = X' + 0.5 \approx 0.5$ M

انتباه : دائماً يهمل تركيز الايون المشترك الناتج من الالكتروليت الضعيف سواء كان معلوم او مجهول .

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(X') * 0.5}{0.1 - X'}$$

تهمل (X' في المقام)

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{0.5 X'}{0.1} \rightarrow 0.5 X' = 1.8 \times 10^{-5} \times 0.1$$

$$X' = \frac{1.8 \times 10^{-5} \times 0.1}{0.5} \rightarrow X' = \frac{1.8 \times 10^{-6}}{0.5}$$

$X' = 3.6 \times 10^{-6}$

$[OH^-] = X' = 3.6 \times 10^{-6}$ M

درجة تفكك الامونيا NH_3 = $\frac{[OH^-] \text{ عند الاتزان}}{\text{التركيز الابتدائي لـ } NH_3}$

درجة تفكك الامونيا NH_3 = $\frac{(3.6 \times 10^{-6})}{(0.1)}$

درجة تفكك الامونيا NH_3 = 3.6×10^{-5}

مقدار الانخفاض في درجة التفكك = $\frac{\text{درجة تفكك القاعدة } (NH_3) \text{ قبل اضافة الملح}}{\text{درجة تفكك القاعدة } (NH_3) \text{ بعد اضافة الملح (اي بوجود الايون المشترك)}}$

مقدار الانخفاض في درجة التفكك = $\frac{1.3 \times 10^{-2}}{3.6 \times 10^{-5}}$ = 361

اي درجة تفكك القاعدة NH_3 قبل اضافة الملح اكبر بمقدار 361 من درجة تفككها بعد اضافة الملح

المحاليل المنظمة (محاليل بفر)

محلول بفر :

هـــو محلول مادتين بينهما ايون مشترك ويتكون من مزيج حامض ضعيف مـــع احد املاحه او قاعدة ضعيفة مع احد املاحها ، ويكـــون لهذا المزيج القابلية على مقاومة التغير في الاس الهيدروجيني **(PH)** عند اضافـة كمية قليلة من حامض قوي او قاعدة قوية اليه .

سوف ندرس في هذا الموضوع نوعين المحاليل المنظمـة الاكثر شيوعا :

1 - محلول منظم مكون من حامض ضعيف واحد املاحه .

2 - محلول منظم مكون من قاعدة ضعيفة واحد املاحها .

1 – محلول منظم مكون من حامض ضعيف و احد املاحه

حامـــــض ضعيـــف		احد املاحـــه	
حامض الهيدرو فلوريك	HF	NaF	فلوريد الصوديوم
حامض الهيدرو سيانيك	HCN	KCN	سيانيد البوتاسيوم
حامـــــض النتروز	HNO_2	$NaNO_2$	نتريت الصوديوم
حامض الفورميـك	HCOOH	HCOONa	فورمات الصوديوم
حامض الخليك	CH_3COOH	CH_3COONa	خلات الصوديوم
فينـــــــول	C_6H_5OH	C_6H_5ONa	فينوكسيد الصوديوم
حامض البنزويك	C_6H_5COOH	C_6H_5COONa	بنزوات الصوديوم

القوانين الخاصة بمحلول منظم ((حامض ضعيف واحد املاحه))

1 - حساب تركيز ايون الهيدروجين من العلاقة :

$$[H^+] = K_a \times \frac{[acid]}{[salt]}$$

حيث $[H^+]$ تركيز ايون الهيدروجين لمحلول بفر مكون من حامض ضعيف وملحه

K_a ثابت تفكك الحامض الضعيف

$[acid]$ تركيز الحامض الضعيف

$[salt]$ تركيز الملح

---

2 - حساب الدالة الحامضية (PH) لمحلول منظم (حامض ضعيف وملحه) من العلاقة :

$$PH = PK_a + \log \frac{[salt]}{[acid]}$$

حيث : PH الاس الهيدروجيني للمحلول المنظم (قبل اضافة حامض قوي او قاعدة قوية ويرمز لها PH_1)

$[acid]$ تركيز الحامض الضعيف

$[salt]$ تركيز الملح

$PK_a = -\log K_a$

((نستخدم هذه العلاقة لايجاد **PH** المحلول المنظم المتكون من حامض ضعيف وملحه فقط اي قبل اضافة الكتروليت قوي اليه))

---

3 - حساب الدالة الحامضية بعد اضافة حامض قوي للمحلول المنظم (حامض ضعيف و ملحه) من العلاقة :

$$PH = PK_a + \log \frac{[salt] - [H^+]}{[acid] + [H^+]}$$

حيث : PH الاس الهيدروجيني للمحلول المنظم (بعد اضافة حامض قوي اليه ويرمز لها PH_2)

$[H^+]$ **تركيز ايون الهيدروجين الناتج من تفكك الحامض القوي المضاف .**

ملاحظات

✿ يجب الانتباه الى اضافة الحامض القوي في منطوق السؤال :

أ- اذا كانت الاضافة تتضمن تركيز فقط للحامض القوي بدون حجم عندها نستخرج تركيز الهيدروجين مباشرة من تفكك الحامض .)) مثال توضيحي / في منطوق السؤال ذكر العبارة : احسب الدالة الحامضية للمحلول بعد اضافة 0.2 M حامض H_2SO_4 الى محلول بفر ...

$$H_2SO_4 \longrightarrow 2H^+ + SO_4^{-2}$$

0.2	0	0
0	2 x 0.2	0.2

$[H^+] = 2 \times 0.2 = 0.4\ M$ ⟶ $PH_2 = PK_a + \log \frac{[salt] - 0.4}{[acid] + 0.4}$

ب - اذا كانت الاضافة تتظمن حجم وتركيز للحامض القوي المضاف ، عندها نحسب تركيز الحامض القوي بعد الاضافة من قانون التخفيف : $M_1 . V_1 = M_2 . V_2$.

)) مثال توضيحي / في منطوق السؤال ذكر العبارة : احسب PH المحلول بعد اضافة 1 mL من 10 M حامض HCl الى لتر من المحلول المنظم ......

(حجم المحلول المنظم 1 L اي $V_2 = 1000\ mL$)

$M_{1\,(HCl)} . V_{1\,(HCl)} = M_{2\,(HCl)} . V_2$

$10 \times 0.1\ mL = M_{2\,(HCl)} \times 1000\ mL$ ⟶ $M_2 = 0.001\ M$

$$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$$

0.001	0	0
0	0.001	0.001

$[H^+] = 0.001\ M$ ⟶ $PH_2 = PK_a + \log \frac{[salt] - 0.001}{[acid] + 0.001}$

ج - اذا كانت الاضافة تتظمن : اضافة عدد مولات للحامض القوي فعندها نحسب التركيز المولاري للحامض من قانون المولارية : $M\,(mol/L) = \frac{n\,(mol)}{V\,(L)}$ ، ومنه نستخرج تركيز ايون H^+ .

د - اذا كانت الاضافة تتظمن : اضافة عدد غرامات (اي كتلة) للحامض القوية فعندها نحسب التركيز المولاري للحامض من قانون المولارية : $M\,(mol/L) = \frac{m\,(g)}{M\,(g/mol) * V\,(L)}$ ، ومنها نستخرج تركيز ايون H^+

4 - حساب الدالة الحامضية بعد اضافة قاعدة قوية للمحلول المنظم (المكون من حامض ضعيف و ملحه) :

$$PH = PK_a + \log \frac{[salt] + [OH^-]}{[acid] - [OH^-]}$$

حيث : PH الاس الهيدروجيني للمحلول المنظم (بعد اضافة قاعدة قوية ويرمز لها PH_2)

$[OH^-]$ تركيز ايون الهيدروكسيد الناتج من تفكك القاعدة القوية المضافة .

ملاحظات

✿ يجب الانتباه الى اضافة القاعدة القوية في منطوق السؤال :

أ- اذا كانت الاضافة تتضمن تركيز فقط للقاعدة القوية بدون حجم عندها نستخرج تركيز ايون OH^- مباشرة من تفكك القاعدة . ((مثال توضيحي / في منطوق السؤال ذكر العبارة : احسب الدالة الحامضية للمحلول بعد اضافة 0.1 M من هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$ الى المحلول المنظم ...

$$Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca^{+2} + 2\,OH^-$$

$Ca(OH)_2$	Ca^{+2}	$2\,OH^-$
0.2	0	0
0	0.1	2 x 0.1

$[OH^-] = 2 \times 0.1 = 0.2\ M \longrightarrow PH_2 = PK_a + \log \frac{[salt] + 0.2}{[acid] - 0.2}$

ب - اذا كانت الاضافة تتظمن حجم وتركيز للقاعدة القوية المضافة ، عندها نحسب تركيز القاعدة القوية بعد الاضافة من قانون التخفيف : $M_1 . V_1 = M_2 . V_2$.

((مثال توضيحي / في منطوق السؤال ذكر العبارة : احسب PH المحلول بعد اضافة 1 mL من 10 M هيدروكسيد الصوديوم NaOH الى لتر من المحلول المنظم ......

$M_{1\,(NaOH)} . V_{1\,(NaOH)} = M_{2\,(NaOH)} . V_2$ (حجم المحلول المنظم 1 L اي $V_2 = 1000$ mL)

$10 \times 1\ mL = M_{2\,(NaOH)} \times 1000\ mL$ $M_2 = 0.01\ M$

$$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$$

$NaOH$	Na^+	OH^-
0.01	0	0
0	0.01	0.01

$[OH^-] = 0.01\ M \longrightarrow PH_2 = PK_a + \log \frac{[salt] + 0.01}{[acid] - 0.01}$

ج - اذا كانت الاضافة تتظمن : اضافة عدد مولات للقاعدة القوية فعندها نحسب التركيز المولاري للقاعدة من قانون المولارية : $M\,(mol/L) = \frac{n\,(mol)}{V\,(L)}$ ، ومنها نستخرج تركيز ايون OH^- .

د - اذا كانت الاضافة تتظمن : اضافة عدد غرامات (اي كتلة) للقاعدة القوية فعندها نحسب التركيز المولاري للقاعدة من قانون المولارية : $M\,(mol/L) = \frac{m\,(g)}{M\,(g/mol) * V\,(L)}$ ، ومنها نستخرج تركيز ايون OH^-

الخلاصـــة

قبل الاضافة

$$PH_1 = PK_a + \log \frac{[\,salt\,]}{[\,acid\,]}$$

بعد اضافة حامض قوي

$$PH_2 = PK_a + \log \frac{[\,salt\,] - [\,H^+\,]}{[\,acid\,] + [\,H^+\,]}$$

بعد اضافة قاعدة قوية

$$PH_2 = PK_a + \log \frac{[\,salt\,] + [\,OH^-\,]}{[\,acid\,] - [\,OH^-\,]}$$

✿ يمكن ايجاد التغير بالدالة الحامضية (التغير بالاس الهيدروجيني) من العلاقة الاتية :

$$\Delta PH = PH_2 - PH_1$$

- ΔPH : التغير بالدالة الحامضية
- PH_2 : بعد الاضافة
- PH_1 : قبل الاضافة

تمرين (3 - 14) في الكتاب صفحة 135

ما تركيز حامض الخليك في محلول يحوي اضافة الى الحامض ملح خلات الصوديوم بتركيز 0.3 M اذا علمت ان قيمة PH المحلول كانت تساوي 4.31 ؟ علما ان $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$.
استفد (log o.37 = - 0.43 ، log 1.8 = 0.26)

الجواب

محلول بفر مكون من حامض ضعيف واحد ملاحه :

$PK_a = -\log K_b = -\log 1.8 \times 10^{-5}$

$PK_a = -(\log 1.8 + \log 10^{-5})$

$PK_a = -(0.26 - 5) = -(-4.74)$

$PK_a = 4.74$

$$PH = PK_a + \log \frac{[salt]}{[acid]}$$

$$4.31 = 4.74 + \log \frac{0.3}{[acid]} \rightarrow 4.31 - 4.74 = \log \frac{0.3}{[acid]}$$

$$-0.43 = \log \frac{0.3}{[acid]}$$

نقسم الطرفين على log

$$\text{Log}^{-}(-0.43) = \frac{0.3}{[acid]}$$

حيث : (log o.37 = - 0.43) ÷ log
log⁻ (- 0.43) = 0.37

$$0.37 = \frac{0.3}{[acid]} \rightarrow [acid] = \frac{0.3}{0.37}$$

$$[acid] = 0.81\ M$$

مثال (3 - 16) في الكتاب صفحة 136

احسب قيمة الاس الهيدروجيني (PH) بعد اضافة 1mL من محلول حامض الهيدرو كلوريك تركيزه 10M الى لتر من محلول بفر مكون من حامض الخليك بتركيز 0.1 M وخلات الصوديوم بتركيز 0.1 M ، علما ان $PK_a = 4.74$
استفد (log 11 = 1.04 ، log 3 = 0.48)

الجواب

(حجم المحلول المنظم 1 L اي $V_2 = 1000$ mL)

نحسب تركيز H_2SO_4 بعد اضافته للمحلول المنظم :

$M_{1\,(HCl)} \cdot V_{1\,(HCl)} = M_{2\,(HCl)} \cdot V_2$

$10 \times 1\ mL = M_{2\,(HCl)} \times 1000\ mL$

$M_{2\,(HCl)} = 0.01\ M$

HCl	$\longrightarrow$	H^+	+	Cl^-
0.01		0		0
0		0.01		0.01

اضافة حامض قوي بتركيز وحجم لذا نحسب تركيز الحامض المضاف من قانون التخفيف

بعد الاضافة $[H^+] = 0.01\ M$

$$PH = PK_a + \log \frac{[salt] - [H^+]}{[acid] + [H^+]}$$

$$PH = 4.74 + \log \frac{0.1 - 0.01}{0.1 + 0.01} \Longrightarrow PH = 4.74 + \log \frac{0.09}{0.11}$$

$$PH = 4.74 + \log \frac{9}{11}$$

$$PH = 4.74 + \log 9 - \log 11$$

$$PH = 4.74 + \log (3 \times 3) - 1.04$$

$$PH\ \ 4.74 + (\log 3 + \log 3) - 1.04$$

$$PH = 4.74 + (0.48 + 0.48) - 1.04$$

$$PH = 4.74 + 0.96 - 1.04 \Longrightarrow PH = 5.7 - 1.04$$

$$PH = 4.66$$

الدالة الحامضية للمحلول المنظم بعد اضافة حامض HCl اليه

سؤال وزاري 2014 الدور الثاني / الخاص

احسب تركيز ايون H^+ و PH لمحلول مكـون مـن مزيج 0.1 M حامض الخليك CH_3COOH و 0.2 M خلات الصوديوم CH_3COONa ، علماً ان $K_a(CH_3COOH) = 1.8 \times 10^{-5}$ لحامض الخليك .
(استفد : log 2 = 0.3 , log 1.8 = 0.26)

الجواب

المزيج يتكون من حامض ضعيف وملحه (اي المزيج يمثل محلول بفر)

نحسب تركيز H^+ للمحلول المنظم (حامض ضعيف وملحه) من العلاقة الاتية :

$$[H^+] = K_a \times \frac{[\,acid\,]}{[\,salt\,]}$$

$$[H^+] = 1.8 \times 10^{-5} \times \frac{0.1}{0.2} = 1.8 \times 10^{-5} \times \frac{1}{2}$$

$$[H^+] = 3.6 \times 10^{-5}\ M$$

نحسب PH المحلول المنظم من الاعلاقة :

$$PK_a = -\log K_a = -\log 1.8 \times 10^{-5}$$

$$PK_a = -(\log 1.8 + \log 10^{-5})$$

$$PK_a = -(0.26 - 5) = -(-4.74)$$

$$PK_a = 4.74$$

$$PH = PK_a + \log \frac{[\,salt\,]}{[\,acid\,]}$$

$$PH = 4.74 + \log \frac{0.2}{0.1}$$

$$PH = 4.74 + \log \frac{2}{1}$$

$$PH = 4.74 + \log 2$$

$$PH = 4.74 + 0.3$$

$$PH = 5.04$$

سؤال وزاري 2014 الدور الثالث

احسب مقدار التغير في قيمة الـ PH بعد اضافة 0.01 M من محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH الى لتر من محلول بفر مكون من حامض الخليك CH_3COOH و خلات الصوديوم CH_3COONa ، تركيز كل من هما 0.1 M علماً ان $K_a(CH_3COOH) = 1.8 \times 10^{-5}$. (استفد : log 3 = 0.48 , log 11 = 1.04 , log 1.8 = 0.26)

الجواب

$$PK_a = -\log K_a = -\log 1.8 \times 10^{-5}$$
$$PK_a = -(\log 1.8 + \log 10^{-5})$$
$$PK_a = -(0.26 - 5) = -(-4.74)$$
$$PK_a = 4.74$$

قبل الاضافة

$$PH_1 = PK_a + \log\frac{[salt]}{[acid]}$$
$$PH_1 = 4.74 + \log\frac{0.1}{0.1}$$
$$PH_1 = 4.74 + \log 1$$
$$PH_1 = 4.74$$

$$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$$

NaOH	Na^+	OH^-
0.01	0	0
0	0.01	0.01

$$[OH^-] = 0.01\ M$$

اضافة قاعدة قوية بتركيز فقط بدون حجم لذا نستخدم هذا التركيز بشكل مباشر

بعد الاضافة

$$PH_2 = PK_a + \log\frac{[salt] + [OH^-]}{[acid] - [OH^-]}$$
$$PH_2 = 4.74 + \log\frac{0.1 + 0.01}{0.1 - 0.01} \Rightarrow PH_2 = 4.74 + \log\frac{0.11}{0.09}$$
$$PH_2 = 4.74 + \log\frac{11}{9}$$
$$PH_2 = 4.74 + \log 11 - \log 9 \Rightarrow PH_2 = 4.74 + 1.04 - \log(3 \times 3)$$
$$PH_2 = 5.78 - (\log 3 + \log 3) \Rightarrow PH_2 = 5.78 - (0.48 + 0.48)$$
$$PH_2 = 5.78 - 0.96 = 4.82$$

يمكن حساب التغير بالدالة الحامضية من العلاقة :

$$\Delta PH = PH_2 - PH_1$$
$$\Delta PH = 4.82 - 4.74 = 0.08$$

احيائي 2017

سؤال وزاري 2015 تمهيدي

نصف لتر من محلول 0.1 M HCN و 0.3 M KCN. احسب التغير في قيمة PH عند اضافة 0.025 mol من H_2SO_4 علماً ان $PK_a = 9.31$.
(استفد : log 3 = 0.48)

الجواب

قبل الاضافة نحسب PH_1 للمحلول المنظم (حامض ضعيف وملحه)

$$PH_1 = PK_a + \log \frac{[salt]}{[acid]}$$

$$PH_1 = 9.31 + \log \frac{0.3}{0.1} = 9.31 + \log \frac{3}{1}$$

$$PH_1 = 9.31 + \log 3$$

$$PH_1 = 9.31 + 0.48 = 9.79$$

عند اضافة 0.025 mol من حامض H_2SO_4 الى نصف لتر (V = 0.5 L) من المحلول المنظم ،
نحسب تركيز الحامض من قانون المولارية :

$$M\,(mol/L) = \frac{n\,(mol)}{V\,(L)} = \frac{0.025}{0.5} = 0.05\ M$$

$$H_2SO_4 \longrightarrow 2H^+ + SO_4^{-2}$$

H_2SO_4	$2H^+$	SO_4^{-2}
0.05	0	0
0	2 x 0.05	0.05

$$[H^+] = 2 \times 0.05 = 0.1\ M$$

اضافة حامض قوي على هيئة مولات لذا نحسب التركيز المولاري له ثم نستخدم هذا التركيز بشكل مباشر

بعد الاضافة نحسب PH_2

$$PH_2 = PK_a + \log \frac{[salt] - [H^+]}{[acid] + [H^+]}$$

$$PH_2 = 9.31 + \log \frac{0.3 - 0.1}{0.1 + 0.1} \Longrightarrow PH_2 = 9.31 + \log \frac{0.2}{0.2}$$

$$PH_2 = 9.31 + \log 1$$

$$PH_2 = 9.31$$

يمكن حساب التغير بالدالة الحامضية من العلاقة : $\Delta PH = PH_2 - PH_1$

$$\Delta PH = 9.31 - 9.79 = -0.48$$

سؤال وزاري 2015 الدور الاول

احسب مقدار التغير لـ PH بعد اضافة 0.01 مولاري من حامض الكبريتيك H_2SO_4 الى لتر من محلول بفر مكون من حامض الخليك CH_3COOH و خلات الصوديوم CH_3COONa ، تركيز كل من هما 0.1 مولاري علماً ان $K_a\ (CH_3COOH) = 1.8 \times 10^{-5}$. (استفد : $\log 3 = 0.48$, $\log 2 = 0.3$, $\log 1.8 = 0.26$)

الجواب

$$PK_a = -\log K_a = -\log 1.8 \times 10^{-5}$$
$$PK_a = -(\log 1.8 + \log 10^{-5})$$
$$PK_a = -(0.26 - 5) = -(-4.74)$$
$$PK_a = 4.74$$

قبل الاضافة

$$PH_1 = PK_a + \log \frac{[salt]}{[acid]}$$
$$PH_1 = 4.74 + \log \frac{0.1}{0.1}$$
$$PH_1 = 4.74 + \log 1$$
$$PH_1 = 4.74$$

$$H_2SO_4 \longrightarrow 2H^+ + SO_4^{-2}$$

H_2SO_4	$2H^+$	SO_4^{-2}
0.01	0	0
0	2 x 0.01	0.01

$$[H^+] = 2 \times 0.01 = 0.02\ M$$

اضافة حامض قوي بتركيز فقط بدون حجم لذا نستخدم هذا التركيز بشكل مباشر

بعد الاضافة

$$PH_2 = PK_a + \log \frac{[salt] - [H^+]}{[acid] + [H^+]}$$
$$PH_2 = 4.74 + \log \frac{0.1 - 0.02}{0.1 + 0.02} \rightarrow PH = 4.74 + \log \frac{0.08}{0.12}$$
$$PH_2 = 4.74 + \log \frac{8}{12} \rightarrow PH = 4.74 + \log \frac{2}{3}$$
$$PH_2 = 4.74 + \log 2 - \log 3 \rightarrow PH = 4.74 + 0.3 - 0.48$$
$$PH_2 = 4.74 - 0.18$$
$$PH_2 = 4.56$$

يمكن حساب التغير بالدالة الحامضية من العلاقة :

$$\Delta PH = PH_2 - PH_1$$
$$\Delta PH = 4.56 - 4.74 = -0.18$$

وزاري 2014 د 2

سؤال (3 - 12) في اسئلة الكتاب صفحة 151

احسب كتلة ملح خلات الصوديوم (M = 82 g/mol) اللازم اضافتها الى لتر واحد من محلول 0.125 M ، حامض الخليك للحصول على محلول بفر تكون قيمة PH له تساوي 4.74 .
علمان ان $K_a (CH_3COOH) = 1.8 \times 10^{-5}$. (استفد : log 1.8 = 0.26)

الجواب

محلول بفر يتكون من حامض ضعيف (حامض ألخليك) و ملحه (خلات الصوديوم) ، حيث يمكن حساب تركيز الملح من الاعلاقة :

$$PK_a = -\log 1.8 \times 10^{-5} = -(\log 1.8 + \log 10^{-5}) = -(0.26 - 5) = -(-4.74) = 4.74$$

$$PH = PK_a + \log \frac{[\text{Salt}]}{[\text{acid}]}$$

$$4.74 = 4.74 + \log \frac{[\text{Salt}]}{0.125} \rightarrow 4.74 - 4.74 = \log \frac{[\text{Salt}]}{0.125}$$

$$0 = \log \frac{[\text{Salt}]}{0.125} \rightarrow \text{Log}^{-1} 0 = \frac{[\text{Salt}]}{0.125}$$ (حيث $\log^{-1} 0 = 1$)

$$1 = \frac{[\text{Salt}]}{0.125}$$

$$[\text{salt}] = 0.125 \text{ mol / L}$$

ثم نحسب عدد غرامات الملح المذابة في لتر من المحلول كما يأتي :

$$M(\text{mol / L}) = \frac{n}{V} = \frac{m(g)}{M(g/mol) \times V(L)}$$

$$m_{CH3COONa} = M_{CH3COONa} \times M_{CH3COONa} \times V \rightarrow m_{CH3COONa} = 0.125 \times 82 \times 1$$

$$m = 10.25 \text{ g}$$

سؤال (3 - 13) في اسئلة الكتاب صفحة 151 وزاري 2013 الدور الثاني + تمهيدي 2016

أ – ما قيم الاس الهيدروجيني لمزيج بفر مكون من حامض النتروز (HNO_2) $K_a(HNO_2) = 4.5 \times 10^{-4}$ بتركيز 0.12 M ونتريت الصوديوم $NaNO_2$ بتركيز 0.15 M ؟ .

ب - احسب قيمة PH المحلول الناتج بعد اضافة 1g من هيدروكسيد الصوديوم (M = 40 g/mol) الى لتر واحد من محلول بفر . (استفد : log 4.5 = 0.65 , log 2 = 0.3 , log 1.84 = 0.26 , log 5 = 0.7)

الجواب

أ / محلول بفر يتكون من حامض ضعيف (حامض ألنتروز) و ملحه (نتريت الصوديوم) ، نستخدم العلاقة الآتية لحساب قيمة PH له :

$$PH = PK_a + \log \frac{[Salt]}{[acid]}$$

$$PK_a = -\log K_a = -\log 4.5 \times 10^{-4} = -(\log 4.5 + \log 10^{-4}) = -(0.65 - 4) = -(-3.35) = 3.35$$

$$PH = 3.35 + \log \frac{0.15}{0.12} = 3.35 + \log \frac{15}{12} = 3.35 + \log \frac{5}{4}$$

$$PH = 3.35 + \log 5 - \log 4 = 3.35 + \log 5 - \log(2 \times 2) = 3.35 + \log 5 - (\log 2 + \log 2)$$

$$PH = 3.35 + 0.7 - (0.3 + 0.3) = 4.05 - 0.6$$

$$PH = 3.45$$

ب / بعد اضافة 1g من هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) ، نحول كتلة NaOH الى التركيز المولاري :

$$M_{NaOH} = \frac{m_{NaOH}}{M_{NaOH} \times V} = \frac{1}{40 \times 1} = 0.025 \text{ mol / L}$$

اضافة قاعدة قوية على هيئة عدد غرامات (كتلة) لذا نحسب التركيز المولاري لهذه لقاعدة

$NaOH$	$\longrightarrow$	Na^+	+	OH^-
0.025		0		0
0		0.025		0.025

$[OH^-] = 0.025$ mol / L

$$PH_2 = PK_a + \log \frac{[Salt] + [OH^-]}{[acid] - [OH^-]}$$

$$PH_2 = 3.35 + \log \frac{0.15 + 0.025}{0.12 - 0.025} = 3.35 + \log \frac{0.175}{0.095}$$

$$PH_2 = 3.35 + \log 1.84$$

$$PH_2 = 3.35 + 0.26$$

$$PH_2 = 3.61$$

احيائي 2017

مثـــال

(استفد : $\log 1.22 = 0.086$)

احسب قيمة الاس الهيدروجيني PH (أ) للتر من المحلول بفر مكون من حامض الخليك بتركيز 0.1 M وخلات الصوديوم بتركيز 0.1 M ، (ب) لنفس محلول بفر لكن بعد اضافة 2 mL من محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH تركيزه 5 M ، ثم احسب مقدار التغير الحاصل في قيمة PH وناقش النتيجة ، علما ان $PK_a = 4.74$

الجواب

(أ) قبل الاضافة

$$PH_1 = PK_a + \log \frac{[salt]}{[acid]}$$

$$PH_1 = 4.74 + \log \frac{0.1}{0.1}$$

$$PH_1 = 4.74 + \log 1$$

$$PH_1 = 4.74$$

(ب) بعد اضافة NaOH (حجم المحلول المنظم 1 L اي $V_2 = 1000$ mL)

$$M_{1\,(NaOH)} \cdot V_{1\,(NaOH)} = M_{2\,(NaOH)} \cdot V_2$$

$$5 \times 2\ mL = M_{2\,(NaOH)} \times 1000\ mL$$

$$M_{2\,(NaOH)} = \frac{10}{1000} = 0.01\ M$$

$$NaOH \longrightarrow Na^+ + HO^-$$

NaOH	Na^+	HO^-
0.01	0	0
0	0.01	0.01

اضافة قاعدة قوية بتركيز وحجم لذا نحسب تركيز القاعدة المضافة من قانون التخفيف

$$[OH^-] = 0.01\ M$$

$$PH_2 = PK_a + \log \frac{[salt] + [OH^-]}{[acid] - [OH^-]}$$

$$PH_2 = 4.74 + \log \frac{0.1 + 0.01}{0.1 - 0.01}$$

$$PH_2 = 4.74 + \log \frac{0.11}{0.09}$$

$$PH_2 = 4.74 + \log \frac{11}{9}$$

$$PH_2 = 4.74 + \log 1.22$$

$$PH_2 = 4.74 + 0.086$$

$$PH_2 = 4.82$$

$$\Delta PH = PH_2 - PH_1$$

$$\Delta PH = 4.82 - 4.74 = 0.08$$

نلاحظ ان قيمة PH ازدادت بمقدار صغير وان ΔPH موجبة وذلك بسبب اضافة القاعدة القوية NaOH .

1 – محلول منظم مكون من قاعدة ضعيفة و احد املاحها

احد املاحها		قاعدة ضعيفة	
كلوريد الامونيوم	NH_4Cl	NH_3	امونيا
كلوريد الانيليوم	$C_6H_5NH_3Cl$	$C_6H_5NH_2$	انيلين
بروميد البيريديوم	C_5H_5NHBr	C_5H_5N	بيردين
نترات مثيل امونيوم	$CH_3NH_3NO_3$	CH_3NH_2	مثيل امين

القوانين الخاصة بمحلول منظم ((قاعدة ضعيفة واحد املاحها))

1 - حساب تركيز ايون الهيدروكسيد من العلاقة :

$$[OH^-] = K_b \times \frac{[base]}{[salt]}$$

حيث $[OH^-]$ تركيز ايون الهيدروكسيد لمحلول بفر مكون من قاعدة ضعيفة وملحها

K_b ثابت تفكك القاعدة الضعيفة

$[base]$ تركيز القاعدة الضعيفة

$[salt]$ تركيز الملح

2 - حساب الـ (POH) لمحلول منظم (قاعدة ضعيفة وملحها) من العلاقة :

$$POH = PK_b + \log \frac{[\,salt\,]}{[\,base\,]}$$

حيث : POH الاس الهيدروكسيدي للمحلول المنظم
(قبل اضافة حامض قوي او قاعدة قوية ويرمز لها POH_1)

[*base*] تركيز القاعدة الضعيفة

[*salt*] تركيز الملح

$PK_b = -\log K_b$

)) نستخدم هذه العلاقة لايجاد POH المحلول المنظم المكون من قاعدة ضعيفة وملحها فقط اي قبل اضافة الكتروليت قوي اليه ومنه نستخرج PH_1 من العلاقة : ($PH_1 + POH_1 = 14$)

---

3 - حساب الـ POH بعد اضافة حامض قوي للمحلول المنظم (قاعدة ضعيفة و ملحها) من العلاقة :

$$POH = PK_b + \log \frac{[\,salt\,] + [\,H^+\,]}{[\,base\,] - [\,H^+\,]}$$

حيث : POH الاس الهيدروكسيدي للمحلول المنظم (بعد اضافة حامض قوي اليه ويرمز لها POH_2
ومنها يمكن حساب PH_2 من العلاقة بينهما ($PH_2 + POH_2 = 14$)

[H^+] تركيز ايون الهيدروجين الناتج من تفكك الحامض القوي المضاف .

---

4 - حساب الـ POH بعد اضافة قاعدة قوية للمحلول المنظم (المكون من قاعدة ضعيفة و ملحها) :

$$POH = PK_b + \log \frac{[\,salt\,] - [\,OH^-\,]}{[\,base\,] + [\,OH^-\,]}$$

حيث : POH الاس الهيدروكسيدي للمحلول المنظم (بعد اضافة قاعدة قوية اليه ويرمز لها POH_2)

[OH^-] تركيز ايون الهيدروكسيد الناتج من تفكك القاعدة القوية المضافة .

ملاحظات

✪ عند اضافة حامض قوي او قاعدة قوية الى محلول منظم (يتكون من قاعدة ضعيفة وملحها) يجب ملاحظة معطيات الاضافة :

اضافة حامض قوي

١ - اذا كانت الاضافة تتضمن تركيز فقط للحامض القوي بدون حجم عندها نستخرج تركيز الهيدروجين H^+ مباشرة من معادلة تفكك الحامض . (كما مر في ملاحظات محلول بفر (حامض ضعيف وملحه)) .

٢ - اذا كانت الاضافة تتضمن حجم وتركيز للحامض القوي المضاف ، عندها نحسب تركيز الحامض القوي بعد الاضافة (M_2) من قانون التخفيف : $M_1 . V_1 = M_2 . V_2$. ثم نستخرج H^+ من التركيز بعد الاضافة M_2

٣ - اذا كانت الاضافة تتضمن : اضافة عدد مولات للحامض القوي فعندها نحسب التركيز المولاري للحامض من قانون المولارية : $M\ (mol / L) = \frac{n\ (mol)}{V\ (L)}$ ، ومنها نستخرج تركيز ايون H^+ .

٤ - اذا كانت الاضافة تتضمن : اضافة عدد غرامات (اي كتلة) للحامض القوية فعندها نحسب التركيز المولاري للحامض من قانون المولارية : $M\ (mol / L) = \frac{m\ (g)}{M\ (g/ mol) * V\ (L)}$ ، ومنها نستخرج تركيز ايون H^+

اضافة قاعدة قوية

٥ - اذا كانت الاضافة تتضمن تركيز فقط للقاعدة القوية بدون حجم عندها نستخرج تركيز ايون OH^- مباشرة من معادلة تفكك القاعدة .

٦ - اذا كانت الاضافة تتضمن حجم وتركيز للقاعدة القوية المضافة ، عندها نحسب تركيز القاعدة القوية بعد الاضافة(M_2) من قانون التخفيف : $M_1 . V_1 = M_2 . V_2$. ثم نستخرج OH^- من التركيز بعد الاضافة M_2

٧ - اذا كانت الاضافة تتضمن : اضافة عدد مولات للقاعدة القوية فعندها نحسب التركيز المولاري للقاعدة من قانون المولارية : $M\ (mol / L) = \frac{n\ (mol)}{V\ (L)}$ ، ومنها نستخرج تركيز ايون OH^- .

٨ - اذا كانت الاضافة تتضمن : اضافة عدد غرامات (اي كتلة) للقاعدة القوية فعندها نحسب التركيز المولاري للقاعدة من قانون المولارية : $M\ (mol / L) = \frac{m\ (g)}{M\ (g/ mol) * V\ (L)}$ ، ومنها نستخرج تركيز ايون OH^-

الخلاصــــة

قبل الاضافة

$$POH_1 = PK_b + \log \frac{[\,salt\,]}{[\,base\,]}$$

بعد اضافة حامض قوي

$$POH_2 = PK_b + \log \frac{[\,salt\,] + [\,H^+\,]}{[\,base\,] - [\,H^+\,]}$$

بعد اضافة قاعدة قوية

$$POH_2 = PK_b + \log \frac{[\,salt\,] - [\,OH^-\,]}{[\,base\,] + [\,OH^-\,]}$$

* نحسب PH_1 من POH_1 ، وكذلك نحسب PH_2 من POH_2 ، وذلك باستخدام العلاقة بين PH و POH : $PH + POH = 14$

✪ يمكن ايجاد التغير بالدالة الحامضية (التغير بالاس الهيدروجيني) من العلاقة الاتية :

$$\Delta PH = PH_2 - PH_1$$

ΔPH: التغير بالدالة الحامضية

PH_2: بعد الاضافة

PH_1: قبل الاضافة

وزاري 2013 تمهيدي

تمرين (3 - 13) في الكتاب صفحة 134

احسب قيمة الاس الهيدروجيني لمحلول يحتوي على NH_3 بتركيز 0.15 M و NH_4Cl بتركيز 0.3 M ، وقارن النتيجة مع PH محلول الامونيا ذي تركيز 0.15 M ؟ علما ان $PK_b = 4.74$.
استفد ($\log 1.64 = 0.21$ ، $\log 2 = 0.3$ ، $\sqrt{2.7} = 1.64$)

الجواب

نحسب POH لمحلول بفر مكون من حامض قاعدة ضعيفة NH_3 و ملاحها NH_4Cl :

$$POH = PK_b + \log \frac{[salt]}{[base]}$$

$$POH = 4.74 + \log \frac{0.3}{0.15} \longrightarrow POH = 4.74 + \log \frac{30}{15}$$

$$POH = 4.74 + \log 2 = 4.74 + 0.3$$

$$POH = 5.04$$

$$PH + POH = 14$$

$$PH = 14 - 5.04 = 8.96$$ الدالة الحامضية للمحلول المنظم

نحسب PH الامونيا NH_3 لوحدها :

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

التراكيز الابتدائية	0.15	0	0
التراكيز عند الاتزان	0.15 - X	X	X

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{0.15 - X}$$ ← تهمل

$K_b = 10^{-PK_b} = 10^{-4.74}$
$K_b = 10^{-4.74} \times 10^{5} \times 10^{-5}$
$K_b = 10^{0.26} \times 10^{-5}$
حيث $\log 1.8 = 0.26$
$K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{0.15} \longrightarrow X^2 = 0.15 \times 1.8 \times 10^{-5} = 0.27 \times 10^{-5}$$

$$X^2 = 2.7 \times 10^{-6} \longrightarrow X = 1.64 \times 10^{-3}\ M \longrightarrow [OH^-] = X = 1.64 \times 10^{-3}\ M$$

$$POH = -\log[OH^-] = -\log(1.64 \times 10^{-3}) = -(\log 1.64 + \log 10^{-3})$$

$$POH = -(0.21 - 3) = -(-2.79) = 2.79$$

$$PH + POH = 14 \longrightarrow PH = 14 - POH$$

$$PH = 14 - 2.79 = 11.21$$

نلاحظ ان PH الامونيا لوحدها اكبر من PH المزيج اي ان ملح كلوريد الامونيوم قلل من PH الامونيا وذلك لانه ملح حامضي

احيائي 2017

تمرين (3 - 15) في الكتاب صفحة 137

(استفد : log 2 = 0.3 ، log 3 = 0.48)

احسب قيمة الاس الهيدروجيني PH (أ) للتر من المحلول بفر مكون الامونيا بتركيز 0.1 M ، وكلوريد الامونيوم بتركيز 0.1 M ، (ب) لنفس محلول بفر لكن بعد اضافة 1 mL من محلول حامض الكبريتيك H_2SO_4 تركيزه 10 M ، ثم احسب مقدار التغير الحاصل في قيمة PH وناقش النتيجة . علما ان $PK_b = 4.74$

الجواب

(أ) قبل الاضافة

$$POH_1 = PK_b + \log \frac{[salt]}{[base]}$$

$$POH_1 = 4.74 + \log \frac{0.1}{0.1} \rightarrow POH_1 = 4.74 + \log 1$$

$$POH_1 = 4.74$$

$$PH_1 + POH_1 = 14 \rightarrow PH_1 = 14 - POH_1$$

$$PH_1 = 14 - 4.74 = 9.26$$

(ب) بعد اضافة H_2SO_4 (حجم المحلول امنظم 1 L اي $V_2 = 1000$ mL)

$$M_1(H_2SO_4) \cdot V_1(H_2SO_4) = M_2(H_2SO_4) \cdot V_2$$

$$10 \times 1\ mL = M_2(H_2SO_4) \times 1000\ mL$$

$$M_2(H_2SO_4) = \frac{10}{1000} = 0.01\ M$$

اضافة حامض قوي بتركيز وحجم لذا نحسب تركيز الحامض المضاف من قانون التخفيف

	H_2SO_4	$\longrightarrow$	$2H^+$	+	SO_4^{-2}
	0.01		0		0
	0		2 x 0.01		0.01

$$[H^+] = 2 \times 0.01 = 0.02\ M$$

$$POH_2 = PK_b + \log \frac{[salt] + [H^+]}{[base] - [H^+]}$$

$$POH_2 = 4.74 + \log \frac{0.1 + 0.02}{0.1 - 0.02} \rightarrow POH_2 = 4.74 + \log \frac{0.12}{0.08}$$

$$POH_2 = 4.74 + \log \frac{12}{8} \rightarrow POH_2 = 4.74 + \log \frac{3}{2}$$

$$POH_2 = 4.74 + \log 3 - \log 2 = 4.74 + 0.48 - 0.3$$

$$POH_2 = 4.74 + 0.18$$

$$POH_2 = 4.92 \rightarrow PH_2 = 14 - POH_2 = 14 - 4.92 = 9.08$$

$$\Delta PH = PH_2 - PH_1$$

$$\Delta PH = 9.08 - 9.26 = -0.18$$

نلاحظ ان قيمة PH قلت بمقدار صغير وان قيمة ΔPH سالبة وذلك بسبب اضافة الحامض القوي H_2SO_4 .

وزاري 2014 د 1

سؤال (3 - 14) في اسئلة الكتاب صفحة 151

اذا كانت هناك حاجة لتحضير محلول بفر ذو PH = 9 من مزيج NH_3 مع NH_4Cl . كم يجب ان تكون النسبة بين $\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$ ؟ علما ان $PK_b = 4.74$. علما ان log 1.82 = 0.26

الجواب

PH + POH = 14 → POH = 14 – 9 = 5

$$POH = PK_b + \log \frac{[salt]}{[base]}$$

حيث : $[NH_3] = [base]$ و $[NH_4^+] = [salt]$

$$POH = PK_b + \log \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$$

$$5 = 4.74 + \log \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$$

$$5 - 4.74 = \log \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$$

$$\log \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} = 0.26$$

نقسم الطرفين على log

$$\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} = \log^{-1} 0.26$$

حيث log 1.82 = 0.26

$\log^{-1} 0.26 = 1.82$

$$\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} = 1.82$$

وزاري 2013 د 3

سؤال (3 - 18) فى اسئلة الكتاب صفحة 152

احسب كتلة كلوريد الامونيوم (M = 53.5 g/mol) الواجب اضافتها الى 500 mL من محلول 0.15 M امونيا لجعل قيمة PH المحلول تساوي 9 . علما ان ثابت تفكك الامونيا $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$.
استفد : log 1.8 = 0.26

الجواب

نحسب POH للمحلول المتكون من قاعدة ضعيفة الامونيا (NH_3) ، وملحها كلوريد الامونيوم (NH_4Cl)

أي محلول بفر :

$PH + POH = 14 \rightarrow POH = 14 - PH = 14 - 9$

$POH = 5$

$$PK_b = -\log K_b = -\log(1.8 \times 10^{-5})$$
$$PK_b = -(\log 1.8 + \log 10^{-5})$$
$$PK_b = -(0.26 - 5) = -(-4.74) = 4.74$$

$$POH = PK_b + \log \frac{[salt]}{[base]}$$

$$5 = 4.74 + \log \frac{[salt]}{0.15}$$

$$5 - 4.74 = \log \frac{[salt]}{0.15}$$

$$0.26 = \log \frac{[salt]}{0.15}$$

نقسم الطرفين على log

$$\frac{[salt]}{0.15} = \log^{-1} 0.26$$

حيث log 1.8 = 0.26
$\log^{-1} 0.26 = 1.8$

$$\frac{[salt]}{0.15} = 1.8 \rightarrow [salt] = 1.8 \times 0.15$$

$$[salt] = 0.27 \ (mol/L) = [NH_4Cl]$$

نحسب كتلة ملح كلوريد الامونيوم الواجب اضافتها الى 500 mL من المحلول :

$$V = \frac{500}{1000} = 0.5 \ L$$

$$m_{(NH_4Cl)} = M_{(NH_4Cl)} \times M_{(NH_4Cl)} \times V$$

$$m_{NH4Cl} = 0.27 \times 53.5 \times 0.5$$

$$m_{NH4Cl} = 7.2 \ g$$

سؤال وزاري 2015 الدور الثاني

احسب التغير في قيمة الـ PH بعد اضافة 0.025 M من محلول $Ba(OH)_2$ الى 1 L من محلول بفر مكون من 0.1 M NH_3 و 0.3 M NH_4Cl علما ان $K_b(NH_3) = 2 \times 10^{-5}$.
(log 2 = 0.3 ، log 5 = 0.7 ، log 3 = 0.47)

الجواب

$PK_b = -\log K_b = -\log(2 \times 10^{-5})$

$PK_b = -(\log 2 + \log 10^{-5})$

$PK_a = -(0.3 - 5) = -(-4.7) = 4.7$

قبل الاضافة

$POH_1 = PK_b + \log \frac{[salt]}{[base]}$

$POH_1 = 4.7 + \log \frac{0.3}{0.1}$

$POH_1 = 4.7 + \log 3 = 4.7 + 0.47$

$POH_1 = 5.17$

$PH_1 + POH_1 = 14 \longrightarrow PH_1 = 14 - POH_1$

$PH_1 = 14 - 5.17 = 8.83$

بعد اضافة $Ba(OH)_2$

$$Ba(OH)_2 \longrightarrow Ba^{+2} + 2OH^-$$

$Ba(OH)_2$	Ba^{+2}	$2OH^-$
0.025	0	0
0	0.025	2x 0.025

اضافة قاعدة قوية بتركيز فقط بدون حجم لذا نستخدم هذا التركيز بشكل

$[OH^-] = 2 \times 0.025 = 0.05\ M$

$POH_2 = PK_b + \log \frac{[salt] - [OH^-]}{[base] + [OH^-]}$

$POH_2 = 4.7 + \log \frac{0.3 - 0.05}{0.1 + 0.05} \longrightarrow POH_2 = 4.7 + \log \frac{0.25}{0.15}$

$POH_2 = 4.7 + \log \frac{25}{15} \longrightarrow POH_2 = 4.7 + \log \frac{5}{3}$

$POH_2 = 4.7 + \log 5 - \log 3 = 4.7 + 0.7 - 0.47$

$POH_2 = 4.7 + 0.23$

$POH_2 = 4.93$

$PH_2 = 14 - POH_2 = 14 - 4.93 = 9.07$

$\Delta PH = PH_2 - PH_1$

$\Delta PH = 9.07 - 8.83 = 0.24$

سؤال وزاري 2015 الدور الثالث

احسب قيمة الاس الهيدروجيني لمحلول يحتوي على NH_3 بتركيز 0.2 M و NH_4Cl بتركيز 0.4 M ، وقارن النتيجة مع PH محلول الامونيا بتركيز 0.2 M ؟ علما ان $PK_b = 4.7$.
استفد (log 2 = 0.3)

الجواب

نحسب POH لمحلول بفر مكون من حامض قاعدة ضعيفة NH_3 و ملاحها NH_4Cl :

$$POH = PK_b + \log \frac{[salt]}{[base]}$$

$$POH = 4.7 + \log \frac{0.4}{0.2} \longrightarrow POH = 4.7 + \log \frac{4}{2}$$

$$POH = 4.7 + \log 2 = 4.7 + 0.3$$

$$POH = 5$$

$$PH + POH = 14$$

$$PH = 14 - 5 = 9$$ الدالة الحامضية للمحلول المنظم

نحسب PH الامونيا NH_3 لوحدها :

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

	NH_3	NH_4^+	OH^-
التراكيز الابتدائية	0.2	0	0
التراكيز عند الاتزان	0.2 - X	X	X

$K_b = 10^{-PK_b} = 10^{-4.7}$
$K_b = 10^{-4.7} \times 10^{5} \times 10^{-5}$
$K_b = 10^{0.3} \times 10^{-5}$
حيث log 2 = 0.3
$K_b = 2 \times 10^{-5}$

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

$$2 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{0.2 - X}$$ ← تهمل

$$2 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{0.2} \longrightarrow X^2 = 0.2 \times 2 \times 10^{-5} = 0.4 \times 10^{-5}$$

$$X^2 = 4 \times 10^{-6} \longrightarrow X = 2 \times 10^{-3}\ M \longrightarrow [OH^-] = X = 2 \times 10^{-3}\ M$$

$$POH = -\log[OH^-] = -\log(2 \times 10^{-3}) = -(\log 2 + \log 10^{-3})$$

$$POH = -(0.3 - 3) = -(-2.7) = 2.7$$

$$PH + POH = 14 \longrightarrow PH = 14 - POH$$

$$PH = 14 - 2.7 = 11.3$$

نلاحظ ان PH الامونيا لوحدها اكبر من PH المزيج اي ان ملح كلوريد الامونيوم قلل من PH الامونيا وذلك لانه ملح حامضي

احيائي 2017

سؤال وزاري 2016 الدور الاول

استفد : $\log 11 = 1.04$, $\log 3 = 0.477$, $\log 1.8 = 0.26$

احسب قيمة الاس الهيدروجيني PH (1) : للتر من المحلول بفر مكون الامونيا وكلوريد الامونيوم بتركيز 0.1 M لكل منهما ، (2) بعد اضافة (2 mL) من محلول هيدروكسيد الصوديوم بتركيزه (5 مولاري) ، ثم احسب مقدار التغير الحاصل في قيمة PH . علما ان $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

الجواب

(1) قبل الاضافة

$$PK_b = -\log K_b = -\log(1.8 \times 10^{-5})$$
$$PK_b = -(\log 1.8 + \log 10^{-5})$$
$$PK_b = -(0.26 - 5) = -(-4.74) = 4.74$$

$$POH_1 = PK_b + \log\frac{[salt]}{[base]}$$
$$POH_1 = 4.74 + \log\frac{0.1}{0.1}$$
$$POH_1 = 4.74 + \log 1 \rightarrow POH_1 = 4.74$$
$$PH_1 + POH_1 = 14 \rightarrow PH_1 = 14 - POH_1$$
$$PH_1 = 14 - 4.74 = 9.26$$

(ب) بعد اضافة NaOH (حجم المحلول امنظم 1 L اي $V_2 = 1000\ mL$)

$$M_1(NaOH) \cdot V_1(NaOH) = M_2(NaOH) \cdot V_2$$
$$5 \times 2\ \cancel{mL} = M_2(NaOH) \times 1000\ \cancel{mL}$$
$$M_2(H_2SO_4) = \frac{10}{1000} = 0.01\ M$$

اضافة قاعدة قوية بتركيز وحجم لذا نحسب تركيز القاعدة المضافة من قانون التخفيف

$$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$$

NaOH	Na^+	OH^-
0.01	0	0
0	0.01	0.01

$$[HO^-] = 0.01\ M$$

$$POH_2 = PK_b + \log\frac{[salt] - [OH^-]}{[base] + [OH^-]}$$
$$POH_2 = 4.74 + \log\frac{0.1 - 0.01}{0.1 + 0.01} \rightarrow POH_2 = 4.74 + \log\frac{0.09}{0.11}$$
$$POH_2 = 4.74 + \log\frac{9}{11} \rightarrow POH_2 = 4.74 + \log 9 - \log 11$$
$$POH_2 = 4.74 + \log(3 \times 3) - \log 11 \rightarrow POH_2 = 4.74 + \log 3 + \log 3 - \log 11$$
$$POH_2 = 4.74 + 0.477 + 0.477 - 1.04$$
$$POH_2 = 4.654 \rightarrow PH_2 = 14 - POH_2 = 14 - 4.654 = 9.346$$

$$\Delta PH = PH_2 - PH_1$$
$$\Delta PH = 9.346 - 9.26 = 0.86$$

تخفيف الحوامض القوية والقواعد القوية

1- حساب قيم الـ PH للحواض القوية و القواعد القوية بعد التخفيف

✿ يحدث التخفيف من اضافة حجم معلوم من الماء النقي (المقطر) الى المحلول الاصلي (مثل الحامض او القاعدة) مسبباً تغير في تركيز المحلول الاصلي نتيجة لزيادة الحجم ، حيث يقل التركيز كلما زاد الحجم نتيجة التخفيف ، يمكن حساب التركيز الثاني للمحلول الاصلي بعد التخفيف من قانون التخفيف الاتي :

$$M_1 * V_1 = M_2 * V_2$$

حيث : M_1 التركيز الابتدائي قبل التخفيف

V_1 الحجم الابتدائي قبل التخفيف

M_2 التركيز الابتدائي قبل التخفيف

V_2 الحجم الكلي قبل التخفيف ، حيث ($V_2 = V_{\text{الماء}} + V_{\text{المحلول الاصلي}}$)

- بعد حساب التركيز الثاني M_2 للمحلول الاصلي (الحامض او القاعدة) :

أ - نحسب قيمة PH اذا كان المحلول المخفف حامض قوي من : $PH = - \log [H^+]$

ب - نحسب قيمة POH اذا كان المحلول قاعدة قوية من $POH = - \log [OH^-]$ و منها نحسب قيمة PH من العلاقة بين PH و POH ($PH + POH = 14$) .

ملحوظة : اذا كان حجم المحلول الالكتروليتي صغير مقارنةً بحجم الماء عندها يهمل حجم المحلول عند حساب V_2 فيبقى حجم الماء فقط :

$$V_2 = V_{\text{الماء}} + V_{\text{المحلول الاصلي}} \approx V_{\text{الماء}}$$

يهمل (اذا كان صغير) (كان يكون 1mL او 2mL .... 10 mL)

علل / وزاري 2013 الدور الثالث + تمهيدي 2016 / **تزداد درجة تأين الالكتروليت الضعيف عند التخفيف ؟**

الجواب / لان التخفيف يؤدي الى تقليل تركيز الايونات الناتجة من تفكك الالكتروليت الضعيف ومن اجل ازالة هذا التاثير حسب قاعدة لو شاتليه فان الالكتروليت الضعيف يزيد من تفككه وبالتالي تزداد درجة التفكك .

علل / تمهيدي 2015 / **تزداد درجة تفكك HNO_2 بإضافة الماء وتقل بإضافة KNO_2** ؟

الجواب / لان بإضافة الماء يقل $[H^+]$ لذلك من اجل تعويض النقص الحاصل بتركيزها يزداد تفكك HNO_2 اي تزداد درجة تفكك HNO_2 ، بينما عند اضافة KNO_2 يزداد $[NO_2]$ (الايون المشترك) لذلك يتجه التفاعل الخلفي ليقلل من $[NO_2]$ وبالتالي يقل $[H^+]$ فتقل درجة التفكك لـ HNO_2 .

سؤال (3 – 28) في اسئلة الكتاب صفحة (152) :

احسب قيمة الاس الهيدروجيني لمحلول نتج من تخفيف 1 mL من 13.6 M حامض الهيدروكلوريك الى لتر بالماء . علما ان (log 0.0136 = - 1.866)

الجواب

المعطيات : $M_1 = 13.6\ M$ ، $V_1 = 1\ mL$ ، $V_2 = 1\ L = 1000\ mL$ ، $M_2 = ??$

نحسب تركيز الحامض HCl بعد التخفيف (M_2) كالاتي :

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

$$13.6 \times 1\ mL = M_2 \times 1000\ mL$$

تركيز HCl بعد التخفيف

$$M_2 = \frac{13.6}{1000} = 0.0136\ M$$

الحامض قوي يتفكك بشكل تام :

$$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$$

	HCl	H^+	Cl^-
التركيز الابتدائي	0.0136	0	0
التركيز النهائي	0	0.0136	0.0136

$$[H^+] = 0.0136\ M$$

تركيز ايون الهيدروجين هو $[H^+] = 0.0136\ M$ **لذا نحسب قيم PH من العلاقة الاتية :**

حيث (log 0.0136 = - 1.866)

$$PH = -\log[H^+] = -\log 0.0136$$

$$PH = -(-1.866)$$

$$PH = 1.866$$

احيائي 2017

مثال / اضيف 1 mL من 5 M هيدروكسيد الكالسيوم الى نصف لتر من الماء المقطر احسب قيمة الاس الهيدروجيني للمحلول . علما ان (log 2 = 0.3)

الجواب

المعطيات : $M_1 = 5\ M$ ، $V_1 = 1\ mL$ ، $V_2 = \frac{1}{2}\ L = 500\ mL$ ، $M_2 = ??$

نحسب تركيز القاعدة $Ca(OH)_2$ بعد التخفيف (M_2) كالاتي :

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

$$5 \times 1\ mL = M_2 \times 500\ mL$$

تركيز $Ca(OH)_2$ بعد التخفيف

$$M_2 = \frac{5}{500} = 0.01\ M$$

القاعدة القوية تتفكك بشكل تام :

	$Ca(OH)_2$	⟶	Ca^{+2}	+	$2\ OH^-$
التركيز الابتدائي	0.01		0		0
التركيز النهائي	0		0.01		2 x 0.01

$$[OH^-] = 0.02\ M = 2 \times 10^{-2}\ M$$

تركيز ايون الهيدروكسيد $[OH^-] = 2 \times 10^{-2}\ M$ لذا نحسب قيمة POH من العلاقة الاتية :

حيث (log 2 = 0.3)

$$POH = -\log[OH^-] = -\log 2 \times 10^{-2}$$

$$POH = -(\log 2 + \log 10^{-2})$$

$$POH = -(0.3 - 2) = -(-1.7)$$

$$POH = 1.7$$

نحسب قيمة PH من العلاقة :

$$PH + POH = 14$$

$$PH = 14 - POH = 14 - 1.7$$

$$PH = 12.3$$

مسائل واجبات

س١ / اضيف 1 mL من حامض HCl بتركيز 10 M الى لتر من الماء المقطر ، احسب قيمة PH للمحلول .
ج : PH = 2

س٢ / احسب قيمة PH محلول ناتج من اضافة 2mL من هيدروكسيد البوتاسيوم KOH بتركيز 5 M الى لتر من الماء المقطر .
ج : PH = 12

2- حساب التغير في قيم الـ PH (التغير نتيجة التخفيف)

✿ تتغير قيمة PH بتغير التراكيز نتيجة الاضافة او التخفيف ، حيث يمكن حساب التغير في PH من العلاقة الاتية :

$$\Delta PH = PH_2 - PH_1$$

حيث : ΔPH التغير في الدالة الحامضية (الاس الهيدروجيني)

PH_1 الدالة الحامضية للمادة الاصلية الموجودة اصلاً في وعاء التفاعل (اي قبل الاضافة)

PH_2 الدالة الحامضية بعد التخفيف .

هنالك نوعان من الاسئلة :

أ – اذا كان المطلو في السؤال حساب التغير في قيمة PH للماء المقطر ، نتبع الخطوات الاتية :

اولاً : ان قيمة PH_1 تساوي 7 لان الماء المقطر متعادل .

ثانيا : نحسب تركيز الالكتروليت المضاف (حامض او قاعدة) بعد اضافته للماء من قانون التخفيف ثم نحسب PH_2 له .

ثالثاً : نحسب ΔPH من العلاقة : $\Delta PH = PH_1 - PH_2$

* تكون قيمة **ΔPH للماء** سالبة عند اضافة حامض لان قيمة **PH** تقل بزيادة الحامضية .
* تكون قيمة **ΔPH للماء** موجبة عند اضافة قاعدة لان قيمة **PH** تزداد بزيادة القاعدية .
* كلمة (تغير بمقدار) تعني **ΔPH** .

سؤال (3 – 2) في اسئلة الكتاب صفحة (149) :

جد مقدار التغير في قيمة PH للماء عند اضافة الى لتر منه المحاليل الاتية :

1- 1 mL من HCl تركيزه 10 M .   2- 1 mL من NaOH تركيزه 10 M .

الجواب

١- قيمة PH الماء قبل اضافة حامض HCl : $PH_1 = 7$

نحسب تركيز HCl بعد اضافته للماء (اي بعد التخفيف) من قانون التخفيف :

$$M_{1\,(HCl)} * V_1 = M_{2\,(HCl)} * V_T$$

$$10\ M * 1\ \cancel{mL} = M_{2\,(HCl)} * 1000\ \cancel{mL}$$

$$M_2 = \frac{10\ M}{1000} = 0.01\ M = 10^{-2}\ M = [\ HCl\ ]_{\text{بعد التخفيف}}$$

$$HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$$

HCl	H^+	Cl^-
0.01	0	0
0	0.01	0.01

$$PH = -\log[\ H^+\ ] = -\log 10^{-2}$$

$$PH = 2$$

$$\Delta PH = PH_2 - PH_1$$

$$\Delta PH = 2 - 7 = -5$$

٢- قيمة PH الماء قبل اضافة القاعدة NaOH : $PH_1 = 7$

نحسب تركيز NaOH بعد اضافته للماء (بعد التخفيف) من قانون التخفيف :

$$M_{1\,(NaOH)} * V_1 = M_{2\,(NaOH)} * V_T$$

$$10\ M * 1\ \cancel{mL} = M_{2\,(NaOH)} * 1000\ \cancel{mL}$$

$$M_2 = \frac{10\ M}{1000} = 0.01\ M = 10^{-2}\ M = [\ NaOH\ ]_{\text{بعد التخفيف}}$$

$$NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$$

NaOH	Na^+	OH^-
0.01	0	0
0	0.01	0.01

$$POH = -\log[\ OH^-\ ] = -\log 10^{-2}$$

$$POH = 2$$

$$PH = 14 - POH$$

$$PH = 14 - 2 = 12$$

$$\Delta PH = PH_2 - PH_1$$

$$\Delta PH = 12 - 7 = 5$$

ب – اذا كان المطلو في السؤال حساب التغير في قيمة PH للالكتروليت المضاف ، نتبع الخطوات الاتية :

اولاً : نحسب قيمة PH_1 للالكتروليت (حامض او قاعدة) قبل التخفيف (اي قبل اضافة الماء اليه) .

ثانيا : نحسب تركيز الالكتروليت بعد التخفيف (اي بعد اضافت الماء اليه) من قانون التخفيف ثم نحسب PH_2 له .

ثالثاً : نحسب ΔPH من العلاقة : $\Delta PH = PH_1 - PH_2$

> **مثال /** 1mL من 0.1 M من هيدروكسيد الباريوم $Ba(OH)_2$ اضيف اليه لتر من الماء المقطر احسب مقدار التغير في قيمة PH هيدروكسيد الباريوم . علما ان $\log 2 = 0.3$

الجواب

نحسب PH_1 لهيدروكسيد الباريوم $Ba(OH)_2$ قبل التخفيف :

$$Ba(OH)_2 \longrightarrow Ba^{+2} + 2\,OH^-$$

التركيز الابتدائي	0.1	0	0
التركيز النهائي	0	0.1	2 x 0.1

$$[OH^-] = 0.2\,M = 2 \times 10^{-1}\,M$$

$$POH_1 = -\log[OH^-] = -\log 2 \times 10^{-1}$$

$$POH_1 = -(\log 2 + \log 10^{-1}) = -(0.3 - 1) = -(-0.7)$$

$$POH_1 = 0.7$$

$$PH_1 + POH_1 = 14$$

$$PH_1 = 14 - POH_1$$

$$PH_1 = 14 - 0.7 = 13.3$$

نحسب PH_2 لهيدروكسيد الباريوم $Ba(OH)_2$ بعد التخفيف :

$$V_2 = V_{H_2O} + V_{Ba(OH)_2}$$

$$V_2 = 1000 + 1 \approx 1000\,L$$

يهمل

نحسب تركيز القاعدة $Ba(OH)_2$ بعد التخفيف (M_2) كالاتي : $M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$

$0.1 \times 1\ mL = M_2 \times 1000\ mL$

تركيز $Ba(OH)_2$ بعد التخفيف $M_2 = \frac{0.1}{1000} = 0.0001\ M$

القاعدة القوية تتفكك بشكل تام : $Ba(OH)_2 \longrightarrow Ba^{+2} + 2OH^-$

	$Ba(OH)_2$	Ba^{+2}	$2OH^-$
التركيز الابتدائي	0.0001	0	0
التركيز النهائي	0	0.0001	2 x 0.0001

$[OH^-] = 0.0002\ M = 2 \times 10^{-4}\ M$

تركيز ايون الهيدروكسيد $[OH^-] = 2 \times 10^{-4}\ M$ **لذا نحسب قيم POH من العلاقة الاتية :**

$POH_2 = -\log[OH^-] = -\log 2 \times 10^{-4}$

$POH_2 = -(\log 2 + \log 10^{-4})$

$POH_2 = -(0.3 - 4) = -(-3.7)$

$POH_2 = 3.7$

نحسب قيمة PH_2 من العلاقة :

$PH_2 + POH_2 = 14$

$PH_2 = 14 - POH_2 = 14 - 3.7$

$PH_2 = 10.3$

$\Delta PH = PH_2 - PH_1$

$\Delta PH = 10.3 - 13.3$

$\Delta PH = -3$

ملحوظة : * تكون قيمة ΔPH موجبة عند تخفيف الحوامض .
* تكون قيمة ΔPH سالبة عند تخفيف القواعد .

مسائل واجبات

س١ / اضيف 1 mL من حامض H_2SO_4 بتركيز 10 M الى لتر من الماء المقطر ، احسب مقدار التغير في قيمة الـ PH للماء .   ج : PH = - 5.3

س٢ / اضيف لتر من الماء المقطر الى 1 mL من 0.1 M هيدروكسيد الصوديوم NaOH ، احسب مقدار التغير في قيمة الدالة الحامضية لـ NaOH .   ج : PH = - 3

مزج الحوامض مع القواعد

ان مزج الحامض مع القاعدة ينتج عنه ملح وماء ، وقد يتبقى تركيز من احدهما اذا كانت تراكيزهم غير متساوية . ان نوع الملح الناتج يعتمد على نوع (قوة) الحامض والقاعدة

حسابات قيم الـ PH لمزيج حامض - قاعدة

1 حساب PH مزيج حامض قوي وقاعدة قوية :

✿ عند مزج حامض قوي مع قاعدة قوية فان الناتج هو ملح متعادل وماء ، عند حل المسائل المتعلقة بهذا النوع من المزج نتبع الخطوات الاتية :

1 – نحسب تركيز الحامض بعد المزج (M_2 تركيز الحامض بعد المزج) من قانون التخفيف .

2 – نحسب تركيز القاعدة بعد المزج (M_2 تركيز القاعدة بعد المزج) من قانون التخفيف .

3 – نقارن تركيز الحامض مع القاعدة فاذا كان :

أ - تركيز الحامض بعد المزج مساوي لتركيز القاعدة بعد المزج فان الناتج هو ملح متعادل وماء وقيمة الـ PH تساوي 7 . [كما في سؤال 6 نقطة 1 في اسئلة الكتاب صفحة 150]

ب – تركيز القاعدة القوية بعد المزج اكبر من تركيز الحامض القوي بعد المزج فان المتبقي بالمحلول هو القاعدة القوية حيث نحسب تركيز المتبقي من القاعدة كالاتي :

$$[\text{القاعدة}]_{\text{الاصلي}} - [\text{الحامض}] = [\text{القاعدة}]_{\text{المتبقي}}$$

ويمكن حساب POH من تركيز $[OH^-]$ للقاعدة المتبقية ، ثم نحسب PH من العلاقة بينهما . [كما في سؤال 6 نقطة 2 في اسئلة الكتاب صفحة 150 و سؤال 24 صفحة 152]

ج - تركيز الحامض القوي بعد المزج اكبر من تركيز القاعدة القوية بعد المزج فان المتبقي بالمحلول هو الحامض القوي حيث نحسب تركيز المتبقي من الحامض كالاتي :

$$[\text{الحامض}]_{\text{الاصلي}} - [\text{القاعدة}] = [\text{الحامض}]_{\text{المتبقي}}$$

ويمكن حساب PH من تركيز $[H^+]$ اللحامض المتبقي .

احيائي 2017

سؤال (3 – 6) في اسئلة الكتاب صفحة (150) :

ما قيمة PH لكل من المحاليل المحضرة باضافة 10 mL من HCl تركيزه 0.1 M الى :

1- 10 mL من NaOH تركيز 0.1 M .

2- 15 mL من NaOH تركيزه 0.1 M .

الجواب

1- نحسب تركيز الحامض (HCl) بعد المزج من العلاقة :

$M_{1\,(HCl)} * V_1 = M_{2\,(HCl)} * V_T$

$V_T = V_{HCl} + V_{NaOH}$

$V_T = 10\text{ mL} + 10\text{ mL} = 20\text{ mL}$

$0.1\text{ M} * 10\text{ mL} = M_{2\,(HCl)} * 20\text{ mL}$

$M_{2\,(HCl)} = \frac{1}{20} = 0.05\text{ M}$

نحسب تركيز القاعدة (NaOH) بعد المزج من العلاقة :

$M_{1\,(NaOH)} * V_1 = M_{2\,(NaOH)} * V_T$

$0.1\text{ M} * 10\text{ mL} = M_{2\,(NaOH)} * 20\text{ mL}$

$M_{2\,(NaOH)} = \frac{1}{20} = 0.05\text{ M}$

نلاحظ ان تركيز HCl يساوي تركيز NaOH لذا فان المتبقي في المحلول هو فقط ملح كلوريد الصوديوم NaCl والماء H_2O الناتجين من تفاعل الحامض مع القاعدة ، اي المحلول المتبقي متعادل :

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$

	HCl	NaOH	NaCl	H_2O
التراكيز الابتدائية	0.05	0.05	0	0
التراكيز النهائية	0	0	0.05	0.05

المحلول المتبقي ملح NaCl والماء H_2O وهو محلول متعادل لذا فان PH = 7

2- نحسب تركيز الحامض (HCl) بعد المزج من العلاقة : $M_{1\,(HCl)} * V_1 = M_{2\,(HCl)} * V_T$

$0.1\ M * 10\ mL = M_{2\,(HCl)} * 25\ m$

$V_T = V_{HCl} + V_{NaOH}$

$V_T = 10\ mL + 15\ mL = 25\ mL$

$M_{2\,(HCl)} = \frac{1}{25} = 0.04\ M$

نحسب تركيز القاعدة (NaOH) بعد المزج من العلاقة : $M_{1\,(NaOH)} * V_1 = M_{2\,(NaOH)} * V_T$

$0.1\ M * 15\ mL = M_{2\,(NaOH)} * 25\ mL$

$M_{2\,(NaOH)} = \frac{1.5}{25} = 0.06\ M$

نلاحظ ان تركيز NaOH اكبر من تركيز HCl لذا فان المتبقي في المحلول بعد المزج هو التركيز الزائد من القاعدة بالاضافة الى مكونات المحلول الناتجة و هي ملح كلوريد الصوديوم NaCl والماء H_2O .

يمكن حساب تركيز المتبقي من القاعدة (الكمية الزائدة) في المحلول بعد المزج كالآتي :

تركيز القاعدة المتبقي = تركيز القاعدة الكلي − تركيز الحامض

$M_{المتبقي}\ (NaOH) = M_{الاصلي}\ (NaOH) - M\ (HCl)$

$M_{المتبقي}\ (NaOH) = 0.06 - 0.04$

$M_{المتبقي}\ (NaOH) = 0.02\ M = 2 \times 10^{-2}\ M$

ان هيدروكسيد الصوديوم NaOH المتبقي هو قاعدة قوية و ملح NaCl هو ملح متعادل لذا نحسب PH كالآتي :

(المتبقي بعد المزج)	$NaOH$	$\longrightarrow$ Na^+	+	OH^-
التراكيز الابتدائية	2×10^{-2}	0		0
التراكيز النهائية	0	2×10^{-2}		2×10^{-2}

$[OH^-] = 2 \times 10^{-2}\ mol / L$

$POH = -\log [OH^-] = -\log (2 \times 10^{-2}) = -(\log 2 + \log 10^{-2})$

حيث : $\log 2 = 0.3$

$POH = -(0.3 - 2) = -(-1.7)$

$POH = 1.7$

$PH + POH = 14 \Longrightarrow PH = 14 - POH$

$PH = 14 - 1.7$

$PH = 12.3$

سؤال (3 – 24) في اسئلة الكتاب صفحة (152) :

احسب قيمة PH لمحلول ناتج من مزيج 26 mL من 0.2 M هيدروكسيد الصوديوم مع 50 mL من 0.1 M حامض الهيدروكلوريك .

الجواب

عند مزج حامض قوي HCl مع قاعدة قوية NaOH فان التفاعل بينهما يكون كالاتي :

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$

الحجم الكلي بعد المزج :

$V_2 = 26\ mL + 50\ mL = 76\ mL$

نحسب تركيز الحامض (HCl) بعد المزج :

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$
$$0.1 \times 50\ mL = M_2 \times 76\ mL$$
$$M_{2\,(HCl)} = \frac{5}{76} = 0.0657\ M$$

نحسب تركيز القاعدة (NaOH) بعد المزج :

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$
$$0.2 \times 26\ mL = M_2 \times 76\ mL$$
$$M_{2\,(NaOH)} = \frac{5.2}{76} = 0.0684\ M$$

نلاحظ ان تركيز القاعدة NaOH اكبر من تركيز الحامض HCl ، أي المتبقي في المحلول بعد المزج كمية زائدة من القاعدة بالإضافة إلى مكونات المحلول الناتجة من المزج هي الملح المتعادل NaCl والماء H_2O

يمكن حساب كمية المتبقي من القاعدة (الكمية الزائدة) في المحلول بعد المزج كالأتي :

تركيز القاعدة المتبقي = تركيز القاعدة الكلي – تركيز الحامض

$$M_{(NaOH)\,\text{المتبقي}} = M_{(NaOH)\,\text{الاصلي}} - M_{(HCl)}$$
$$M_{(NaOH)\,\text{المتبقي}} = 0.0684 - 0.0657$$
$$M_{(NaOH)\,\text{المتبقي}} = 0.0027\ M = 2.7 \times 10^{-3}\ M$$

ان هيدروكسيد الصوديوم NaOH المتبقي هو قاعدة قوية و ملح NaCl هو ملح متعادل لذا نحسب PH كالأتي:

(المتبقي بعد المزج)	$NaOH \longrightarrow$	Na^+ +	OH^-
التراكيز الابتدائية	2.7×10^{-3}	0	0
التراكيز النهائية	0	2.7×10^{-3}	2.7×10^{-3}

(المتبقي) $[OH^-] = 2.7 \times 10^{-3}$ mol / L

$POH = -\log[OH^-] = -\log(2.7 \times 10^{-3}) = -(\log 2.7 + \log 10^{-3})$

حيث : log 2.7 = 0.43

$POH = -(0.43 - 3) = -(-2.57)$

$POH = 2.57$

$PH + POH = 14 \Rightarrow PH = 14 - POH$

$PH = 14 - 2.57$

$PH = 11.43$

2 حساب PH مزيج حامض قوي وقاعدة ضعيفة :

✪ عند مزج حامض قوي مع قاعدة ضعيفة فان الناتج **ملح حامضي** وماء ، عند حل المسائل المتعلقة بهذا النوع من المزج نتبع الخطوات الاتية :

1 – نحسب تركيز الحامض القوي بعد المزج (M_2 تركيز الحامض بعد المزج) من قانون التخفيف .

2 – نحسب تركيز القاعدة الضعيفة بعد المزج (M_2 تركيز القاعدة بعد المزج) من قانون التخفيف .

3 – نقارن تركيز الحامض مع القاعدة فاذا كان :

أ - تركيز الحامض القوي بعد المزج مساوي لتركيز القاعدة الضعيفة بعد المزج فان الناتج هو ملح حامضي وماء وتركيز الملح مساوي لتركيز الحامض ومساوي لتركيز القاعدة ، حيث يمكن حساب قيمة الـ **PH** من قوانين الاملاح الحامضية .

[كما في سؤال 6 نقطة 3 في اسئلة الكتاب صفحة 150]

ب – تركيز القاعدة الضعيفة بعد المزج اكبر من تركيز الحامض القوي بعد المزج فان المتبقي بالمحلول هو القاعدة الضعيفة وملحها وهذا يشكل محلول بفر حيث يمكن حساب **POH** لهذا المحلول من قوانين المحلول المنظم للقاعدة الضعيفة وملحها ثم نحسب قيمة **PH** من العلاقة :

$PH + POH = 14$. [كما في سؤال 6 نقطة 4 في اسئلة الكتاب صفحة 150]

ملاحظة : ان تركيز الملح الناتج يساوي تركيز الالكتروليت الاقل اي يساوي تركيز الحامض القوي في النقطة (ب)

احيائي 2017

سؤال (3 – 6) في اسئلة الكتاب صفحة (150) :

ما قيمة PH لكل من المحاليل المحضرة باضافة 10 mL من HCl تركيزه 0.1 M الى :

3 - 10 mL من NH_3 تركيز 0.1 M . 4 - 15 mL من NH_3 تركيزه 0.1 M .

استفد : log 5 = 0.7 , log 2 = 0.3

3- نحسب تركيز الحامض (HCl) بعد المزج من العلاقة : $M_{1\,(HCl)} * V_1 = M_{2\,(HCl)} * V_T$

$V_T = V_{HCl} + V_{NH_3}$

$V_T = 10\ mL + 10\ mL = 20\ mL$

$0.1\ M * 10\ mL = M_{2\,(HCl)} * 20\ mL$

$M_{2\,(HCl)} = \frac{1}{20} = 0.05\ M$

نحسب تركيز القاعدة (NH_3) بعد المزج من العلاقة : $M_{1\,(NH_3)} * V_1 = M_{2\,(NH_3)} * V_T$

$0.1\ M * 10\ mL = M_{2\,(NH_3)} * 20\ mL$

$M_{1\,(NH_3)} = \frac{1}{20} = 0.05\ M$

نلاحظ ان تركيز HCl يساوي تركيز NH_3 لذا فان المتبقي في المحلول هو فقط ملح كلوريد الامونيوم (ملح حامضي) NH_4Cl الناتج من تفاعل الحامض مع القاعدة ، والتفاعل بينهما كالاتي :

	HCl	+ NH_3	⟶ NH_4Cl
التركيز الابتدائي	0.05	0.05	0
التركيز النهائي	0	0	0.05

المتبقي في المحلول هو ملح NH_4Cl وتركيزه 0.05 M ، وبما ان الملح NH_4Cl حامضي لذا يمكن حساب PH من العلاقة الاتية :

$PH = \frac{1}{2} [PK_W - PK_b - \log C]$

$PH = \frac{1}{2} [14 - 4.47 - \log 5 \times 10^{-2}]$

$PH = \frac{1}{2} [9.26 - (\log 5 + \log 10^{-2})]$

(حيث $\log 5 = 0.7$)

حيث : $\log 1.8 = 0.26$

$PK_b = - \log K_b = - \log 1.8 \times 10^{-5}$

$PK_b = - (\log 1.8 + \log 10^{-5})$

$PK_b = - (0.26 - 5) = - (- 4.74)$

$PK_b = 4.74$

$PH = \frac{1}{2} [9.26 - (0.7 - 2)] = \frac{1}{2} [9.26 - (- 1.3)]$

$PH = \frac{1}{2} [9.26 + 1.3] = \frac{1}{2} \times 10.56$

$PH = 5.28$

4 - نحسب تركيز الحامض (HCl) بعد المزج من العلاقة : $M_{1\,(HCl)} * V_1 = M_{2\,(HCl)} * V_T$

$V_T = V_{HCl} + V_{NH_3}$
$V_T = 10\ mL + 15\ mL = 25\ mL$

$0.1\ M * 10\ mL = M_{2\,(HCl)} * 25\ mL$

$M_{2\,(HCl)} = \frac{1}{25} = 0.04\ M$

نحسب تركيز القاعدة (NH_3) بعد المزج من العلاقة : $M_{1\,(NH_3)} * V_1 = M_{2\,(NH_3)} * V_T$

$0.1\ M * 15\ mL = M_{2\,(NH_3)} * 25\ mL$

$M_{2\,(NH_3)} = \frac{1.5}{25} = 0.06\ M$

نلاحظ ان تركيز NH_3 اكبر من تركيز HCl لذا فان المتبقــــي في المحلول بعد المزج هو التركيز الزائد من القاعدة الضعيفة بالاضافة الى الملح الناتج وهي ملح كلوريد الامونيوم NH_4Cl

اي ان المتبقي في الحلول هو قاعدة ضعيفة الامونيا NH_3 وملحها كلوريد الامونيوم NH_4Cl وهذا محلول منظم (محلول بفر) ، حسب التفاعل الاتي :

	HCl	+ NH_3	→ NH_4Cl
التراكيز الابتدائية	0.04	0.06	0
التراكيز النهائية	0	0.02	0.04

المتبقي $M\,(NH_3) = 0.06 - 0.04 = 0.02\ M = 2 \times 10^{-2}\ M$

اما تركيز الملح NH_4Cl المتكون : $M\,(NH_4Cl) = M_{HCl} = 0.04\ M$

ان الامونيا وملحها يشكلان محلول منظم .

اذا يمكن حساب PH المحلول المنظم من العلاقة الاتية : $POH = PK_b + \log \frac{[\ salt\ ]}{[\ base\ ]}$

$POH = 4.74 + \log \frac{4 \times 10^{-2}}{2 \times 10^{-2}}$ ⟶ $POH = 4.74 + \log \frac{4}{2}$

$POH = 4.74 + \log 2$ ⟶ $POH = 4.74 + 0.3$

حيث : $\log 2 = 0.3$

$POH = 5.04$

$PH = 14 - POH$ ⟶ $PH = 14 - 5.04 = 8.96$

3 حساب PH مزيج حامض ضعيف وقاعدة قوية :

✿ عند مزج حامض ضعيف مع قاعدة قوية فان الناتج ملح قاعدي وماء ، عند حل المسائل المتعلقة بهذا النوع من المزج نتبع الخطوات الاتية :

1 – نحسب تركيز الحامض الضعيف بعد المزج (M_2 تركيز الحامض بعد المزج) من قانون التخفيف .

2 – نحسب تركيز القاعدة القوية بعد المزج (M_2 تركيز القاعدة بعد المزج) من قانون التخفيف .

3 – نقارن تركيز الحامض مع القاعدة فاذا كان :

أ - تركيز الحامض الضعيف بعد المزج مساوي لتركيز القاعدة القوية بعد المزج فان الناتج هو **ملح قاعدي** وماء وان تركيز هذا الملح يكون مساوي لتركيز الحامض ومساوي لتركيز القاعـــدة حيث يمكن حساب قيمة الـ **PH** من قوانين الاملاح القاعدية .

[كما في سؤال 23 في اسئلة الكتاب صفحة 152]

ب – تركيز الحامض الضعيف بعد المزج اكبر من تركيز القاعدة القوية بعد المزج فان المتبقي بالمحلول هو الحامض الضعيف وملحه وهذا يشكل محلول بفر حيث يمكن حساب **PH** لهذا المحلول من قوانين المحلول المنظم للحامض الضعيف وملحه :

ملاحظة : **ان تركيز الملح الناتج يساوي تركيز الالكتروليت الاقل اي يساوي تركيز القاعدة القوية في النقطة (ب) اعلاه**

[كما في سؤال 22 في اسئلة الكتاب صفحة 152]

سؤال (3 – 23) في اسئلة الكتاب صفحة (152) :

عند اضافة 25 mL من 0.2M محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH الى 50 mL من 0.1 M محلول حامض الخليك ، ماذا ستكون قيمة الاس الهيدروجيني للمحلول الناتج ،علما ان $K_a\ (CH_3COOH) = 1.8 \times 10^{-5}$

الجواب

عند مزج محلول NaOH قاعدة قوية مع محلول CH_3COOH حامض ضعيف ، يحدث التفاعل الاتي :

$$NaOH + CH_3COOH \longrightarrow CH_3COONa + H_2O$$

ملح خلات الصوديوم

الحجم الكلي بعد المزج :

$$V = 25\ mL + 50\ mL = 75\ mL$$

نحسب تركيز الحامض (CH_3COOH) بعد المزج :

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

$$0.1 \times 50\ \cancel{mL} = M_2 \times 75\ \cancel{mL}$$

$$M_2\ (CH_3COOH) = \frac{5}{75} = 0.067\ M$$

نحسب تركيز القاعدة (NaOH) بعد المزج :

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

$$0.2 \times 25\ \cancel{mL} = M_2 \times 75\ \cancel{mL}$$

$$M_2\ (NaOH) = \frac{5}{75} = 0.067\ M$$

نلاحظ ان تركيز NaOH يكافئ (يساوي) تركيز CH_3COOH لذلك فان مكونات المحلول بعد الاضافة هي عبارة عن ملح خلات الصوديوم (CH_3COONa) وهو ملح قاعدي والماء فقط وان تركيز الملح المتكون يكافئ تركيز الحامض و يكافئ ايضا تركيز القاعدة .

NaOH	+	CH_3COOH	$\longrightarrow$	CH_3COONa	+	H_2O
0.067		0.067		0		
0		0		0.067		

المتبقي في المحلول هو ملح CH_3COONa وتركيزه 0.067 M ، وبما الملح CH_3COONa مشتق من قاعدة قوية وحامض ضعيف لذا فانه ملح قاعدي .

حيث يمكن حساب PH للملح القاعدي من العلاقة الاتية :

$$PH = \frac{1}{2}\{ PK_w + PK_a + \log [C] \}$$

$$PK_a = -\log K_a = -\log(1.8 \times 10^{-5}) = -(\log 1.8 + \log 10^{-5})$$ حيث (log 1.8 = 0.26)

$$PK_a = -(0.26 - 5) = -(-4.74)$$

$$PK_a = 4.74$$

$$PH = \frac{1}{2}\{ 14 + 4.74 + \log(6.7 \times 10^{-2}) \}$$

$$PH = \frac{1}{2}\{ 18.74 + \log 6.7 + \log 10^{-2} \}$$ حيث (log 6.7 = 0.82)

$$PH = \frac{1}{2}\{ 18.74 + 0.82 - 2 \}$$

$$PH = \frac{1}{2}\{ 17.56 \}$$

$$PH = 8.78$$

سؤال (3 – 22) في اسئلة الكتاب صفحة (152) :

كم ستكون قيمة PH لمحلول ناتج من مزج 20 mL من 0.2M محلول هيدروكسيد الصوديوم NaOH مع 50 mL من 0.1 M محلول حامض الخليك CH_3COOH ، علما ان $K_{a\,(CH_3COOH)} = 1.8 \times 10^{-5}$

الجواب

عند مزج محلول NaOH قاعدة قوية مع محلول CH_3COOH حامض ضعيف ، يحدث التفاعل الاتي :

$$NaOH + CH_3COOH \longrightarrow CH_3COONa + H_2O$$

ملح خلات الصوديوم

الحجم الكلي بعد المزج :

$$V = 20\ mL + 50\ mL = 70\ mL$$

نحسب تركيز الحامض (CH_3COOH) بعد المزج :

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

$$0.1 \times 50\ mL = M_2 \times 70\ mL$$

$$M_{2\,(CH_3COOH)} = \frac{5}{70} = 0.071\ M$$

نحسب تركيز القاعدة (NaOH) بعد المزج :

$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$

$0.2 \times 20\ \text{mL} = M_2 \times 70\ \text{mL}$

$M_{2\,(NaOH)} = \frac{4}{70} = 0.057\ M$

نلاحظ ان تركيز CH_3COOH اكبر من تركيز NaOH لذا فان المتبقي في المحلول بعد المزج هو التركيز المتبقي من الحامض الضعيف CH_3COOH بالاضافة الى مكونات المحلول الناتجة وهي ملح CH_3COONa والماء H_2O

اي ان المتبقي في الحلول هو حامض ضعيف CH_3COOH وملحه CH_3COONa وهذا محلول منظم ،

حسب التفاعل الاتي :

$$CH_3COOH + NaOH \longrightarrow CH_3COONa + H_2O$$

CH_3COOH	NaOH	CH_3COONa	H_2O
0.071	0.057	0	
0.014	0	0.057	

$M_{(CH_3COOH)}$ المتبقي $= 0.071 - 0.057 = 0.014\ M$

اما تركيز الملح CH_3COONa $\quad M_{(CH_3COONa)} = M_{NaOH} = 0.057\ M$

ان حامض الخليك الضعيف (CH_3COOH) و ملحه خلات الصوديوم (CH_3COONa) يشكلان محلول بفر ويمكن حساب قيمة الـ PH له من العلاقة الاتية :

$$PH = PK_a + \log \frac{[\text{salt}]}{[\text{acid}]}$$

حيث ($\log 1.8 = 0.26$)

$PK_a = -\log K_a = -\log (1.8 \times 10^{-5}) = -(\log 1.8 + \log 10^{-5})$

$PK_a = -(0.26 - 5) = -(-4.74)$

$PK_a = 4.74$

حيث ($\log 4 = 0.6$)

$$PH = 4.74 + \log \frac{0.057}{0.014} = 4.74 + \log 4$$

$PH = 4.74 + 0.6$

$PH = 5.34$

احيائي 2017

واجب

س / اضيف 200 mL من محلول الامونيا بتر كيز 2 M الى 800 mL من محلول حامض HCl بتركيز 0.25 M ، احسب PH المحلول الناتج .   ج : PH = 4.74

الذوبانية وثابت حاصل الذوبان K_{SP}

توجـــد مواد شحيحة الذوبان (قليلة الذوبان جدا) في الماء ، تخضع عملية ذوبانها في الماء الى حالة اتزان تنشأ بين الجزء الصلب غيـــر الذائب (غير المتفكك) وبين الايونات الناتجة من تفكك الجـــزء الذائب ويدعى هذا المحلـــول بالمحلول المشبـــع للمادة . وهـــذا يحصل فـــي الاملاح شحيحـــة الذوبان و بعض الهيدروكسيدات الفلزية .

امثلة على مواد قليلة الذوبان :

$AgCl$	كلوريد الفضة
$AgBr$	بروميد الفضة
AgI	يوديد الفضة
Ag_2CrO_4	كرومات الفضة
CaF_2	فلوريد الكالسيوم
CaC_2O_4	اوكزالات الكالسيوم
MgF_2	فلوريد المغنيسيوم
$PbSO_4$	كبريتات الرصاص
$BaSO_4$	كبريتات الباريوم
$BaCrO_4$	كرومات الباريوم
NiS	كبريتيد النيكل
$Mg(OH)_2$	هيدروكسيد المغنيسيوم
$Zn(OH)_2$	هيدروكسيد الخارصين
$Fe(OH)_3$	هيدروكسيد الحديد (III)

يمكن وصف عملية ذوبان مركب ايوني صلب (AB) شحيح الذوبان في الماء كما ياتي :

تفاعل عام $A_aB_{b\,(S)} \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} aA^+_{(aq)} + bB^-_{(aq)}$

عند الاتزان S S

حيث S تمثل الذوبانية (او قابلية الذوبان)

يعبر عن حالة الاتزان لهذا التفاعل بثابت حاصل الذوبان (K_{SP}) ، كما بالعلاقة الاتية :

$$K_{SP} = [A^+]^a [B^-]^b$$

حيث : K_{SP} ثابت حاصل الذوبان
a عدد مولات الايون A^+ في المعادلة الموزونة
b عدد مولات الايون B^- في المعادلة الموزونة

$K_{SP} = S * S$
$K_{SP} = S^2$

مثال / اكتب علاقة ثابت حاصل الذوبان K_{SP} للمركبات الاتية :

1 - $Mg(OH)_2$ 2 - CaC_2O_4 3 - $BaSO_4$

الجواب

1 - $Mg(OH)_2$

$$Mg(OH)_2 \rightleftharpoons Mg^{+2} + 2OH^-$$
S 2S

$K_{SP} = [Mg^{+2}][OH^-]^2$

$K_{SP} = (S)(2S)^2 = 4S^3$

2- CaC_2O_4

$$CaC_2O_4 \rightleftharpoons Ca^{+2} + C_2O_4^{-2}$$
S S

$K_{SP} = [Ca^{+2}][C_2O_4^{-2}]$

$K_{SP} = (S) * (S) = S^2$

3 - $BaSO_4$

$$BaSO_4 \rightleftharpoons Ba^{+2} + SO_4^{-2}$$
S S

$K_{SP} = [Ba^{+2}][SO_4^{-2}] = (S) * (S) = S^2$

ثابت حاصل الذوبان K_{SP} :

هو كمية ناتجة من حاصل ضرب التراكيز المولارية (عند حالة الاتزان) للايونات الناتجة من تفكك المادة شحيحة الذوبان كلاً مرفوع الى أُس مساوٍ لعدد مولات الايونات في المعادلة الكيميائية الموزونة ، وهو مقدار ثابت بثبوت درجة الحرارة .

الذوبانية المولارية (قابلية الذوبان) :

هـــي عدد مولات المادة التي تذوب في لتر واحـد من المحلول المشبع للمادة (اي عند حالة الاتزان بين المادة الصلبة ومحلول المادة) ويرمز لها S ووحدتها mol / L .

ملاحظات

1 □ **وحدات الذوبانية (قابلية الذوبان) هي mol/L أو g/L .**

2 □ **تمثل الذوبانية (قابلية الذوبان) تركيز الذائب من الملح ، وكذلك تمثل التركيز المولاري لمول واحد من الايونات الناتجة من تفكك المادة شحيحة الذوبان .**

ملاحظة

في حسابات K_{SP} تكون قابلية الذوبان (الذوبانية) S بـــــدلالة (mol / L) ، اما اذا اعطيت بدلالة (g/L) فتحول الى (mol / L) باستخدام العلاقة الاتية :

$$S\ (mol / L) = \frac{S\ (g / L)}{M\ (g / mol)}$$

حيث M الكتلة المولية للمادة شحيحة الذوبان

✿ **يمكن حساب الذوبانية المولارية من العلاقة الاتية :**

$$S\ (mol / L) = \frac{m\ (g)}{M\ (g / mol) * V\ (L)}$$

حيث m كتلة الذائب من الملح
V الحجم باللتر (L)

مثال (3 – 17) في الكتاب صفحة 139

ماهي الذوبانية المولارية لملح كبريتات الرصاص $PbSO_4$ ؟ اذا علمت ان ثابت حاصل الذوبان لهذا الملح $K_{SP} = 1.6 \times 10^{-8}$. (استفد : $\sqrt{1.6} = 1.26$)

الجواب

$$PbSO_4 \rightleftharpoons Pb^{+2} + SO_4^{-2}$$

S   S

$$K_{SP} = [Ba^{+2}][SO_4^{-2}]$$

$$1.6 \times 10^{-8} = (S) * (S) = S^2$$

$$S = \sqrt{1.6 \times 10^{-8}} = 1.26 \times 10^{-4} \ (mol/L)$$

تمرين (3 – 16) في الكتاب صفحة 140

اذا علمت ان لتراً واحداً من المحلول المشبع لكرومات الفضة Ag_2CrO_4 (M = 332 g/mol) يحوي 0.0215 g من الملح ، احسب ثابت حاصل الذوبان لهذا الملح .

الجواب

كتلة (m) الذائب من الملح = 0.0215 g ، لذ نحسب الذوبانية S من العلاقة :

$$S\,(mol/L) = \frac{m\,(g)}{M\,(g/mol) * V\,(L)}$$

$$S\,(mol/L) = \frac{0.0215\,(g)}{332\,(g/mol) * 1\,(L)} = 0.000065 \ mol/L = 6.5 \times 10^{-5} \ M$$

$$Ag_2CrO_4 \rightleftharpoons 2Ag^{+1} + CrO_4^{-2}$$

2S   S

$$K_{SP} = [Ag^{+1}]^2 [CrO_4^{-2}]$$

$$K_{SP} = (2S)^2 * (S) = 4S^3 = 4 \times (6.5 \times 10^{-5})^3$$

$$K_{SP} = 4 \times 274.6 \times 10^{-15}$$

$$K_{SP} = 4 \times 274.6 \times 10^{-15} = 1098.4 \times 10^{-15}$$

$$K_{SP} = 1.09 \times 10^{-12}$$

تمرين (3 – 17) في الكتاب صفحة 140 (استفد : $\sqrt{1.8} = 1.34$)

احسب الذوبانية المولارية والذوبانية بدلالة (g/L) لملح كلوريد الفضة AgCl (M = 143.5 g/ mol) في محلوله عند حالة الاتزان ، اذا علمت ان K_{SP} (AgCl) = 1.8×10^{-10} .

الجواب

$$AgCl \rightleftharpoons Ag^{+} + Cl^{-}$$

S S

$$K_{SP} = [Ag^{+}][Cl^{-}]$$

$$1.8 \times 10^{-10} = (S) * (S) = S^{2}$$

$$S = \sqrt{1.8 \times 10^{-10}} = 1.34 \times 10^{-5} \ (mol/L)$$

$$S(mol/L) = \frac{S(g/L)}{M(g/mol)}$$

$$S(g/L) = S(mol/L) * M(g/mol)$$

$$S = 1.34 \times 10^{-5} \times 143.5$$

$$S = 192.2 \times 10^{-5} \ (g/L)$$

$$S \approx 1.92 \times 10^{-3} \ (g/L)$$

وزاري 2014 الدور الثاني

تمرين (3 – 18) في الكتاب صفحة 140

ما هي اقل دالة حامظية (PH) لمحلول يحوي ايون الحديد (III) بتركيز يساوي 2×10^{-10} ، التي اذا تم الوصول اليها او تجاوزها يبدأ راسب هيدروكسيد الحديد (III) بالظهور في المحلول ، علماً ان K_{SP} لهيدروكسيد الحديد (III) تساوي 5×10^{-38} . (استفد : $\sqrt[3]{0.25} = 0.63$, $\log 1.6 = 0.2$)

الجواب

$$Fe(OH)_3 \rightleftharpoons Fe^{+3} + 3OH^-$$

2×10^{-10} ??

$$K_{SP} = [Fe^{+3}][OH^-]^3$$

$$5 \times 10^{-38} = (2 \times 10^{-10}) * [OH^-]^3$$

$$[OH^-]^3 = \frac{5 \times 10^{-38}}{2 \times 10^{-10}} = 2.5 \times 10^{-28} = 0.25 \times 10^{-27}$$

$$[OH^-] = \sqrt[3]{0.25 \times 10^{-27}} = 0.63 \times 10^{-9} \text{ M}$$

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{0.63 \times 10^{-9}}$$

$$[H^+] = 1.6 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$PH = -\log[H^+] = -\log(1.6 \times 10^{-5})$$

$$PH = -(\log 1.6 + \log 10^{-5})$$

$$PH = -(0.2 - 5) = -(-4.8)$$

$$PH = 4.8$$

وزاري 2013 د 2

سؤال (3 – 20) في اسئلة الكتاب صفحة 152

ما عدد غرامات ملح كرومات الفضة Ag_2CrO_4 (M = 332 g/mol) التي يمكن ان تذوب في 100 Ml من الماء المقطر. علما بان $K_{SP} = 1.1 \times 10^{-12}$. (استفد : $\sqrt[3]{0.275} = 0.65$)

الجواب

$$Ag_2CrO_4 \rightleftharpoons 2Ag^{+} + CrO_4^{-2}$$

2S S

$K_{SP} = [Ag^{+}]^2 [CrO_4^{-2}]$ → $K_{SP} = (2S)^2 (S)$

$1.1 \times 10^{-12} = 4S^3$ → $S^3 = \dfrac{1.1 \times 10^{-12}}{4} = 2.75 \times 10^{-13}$

$S = \sqrt[3]{2.75 \times 10^{-13}} = \sqrt[3]{0.275 \times 10^{-12}}$

$S = 0.65 \times 10^{-4} = 6.5 \times 10^{-5}$ mol / L

نحسب عدد غرامات ملح كرومات الفضة التي تذوب في 100 mL من الماء المقطر من العلاقة الآتية :

حيث (S = M) ، اي الذوبانية S تساوي التركيز المولاري M للذائب من الملح .

$V = \dfrac{100}{1000} = 0.1$ L

$m_{Ag2CrO4} = M_{Ag2CrO4} \times M_{Ag2CrO4} \times V$

$m_{Ag2CrO4} = 6.5 \times 10^{-5} \times 332 \times 0.1$

$m_{Ag2CrO4} = 2.158 \times 10^{-3}$ g كتلة Ag_2CrO_4 التي تذوب في 100 mL من الماء المقطر

احيائي 2017

سؤال (3 – 27) في اسئلة الكتاب صفحة 152

وزاري 2014 د1 + 2015 د3 + 2016 تمهيدي

احسب الذوبانية المولارية S (التركيز المولاري للايونات الناتجة من تفكك الملح عند حالة الاتزان) والذوبانية بدلالة (g/L) لهيدروكسيد الخارصين $Zn(OH)_2$ (M = 99.4 g/ mol) ، اذا علمت ان $K_{SP}\ Zn(OH)_2 = 1.2 \times 10^{-17}$. (استفد : $\sqrt[3]{3} = 1.44$)

الجواب

$$Zn(OH)_2 \rightleftharpoons Zn^{+2} + 2OH^-$$

S 2S

$$K_{SP} = [H^+][OH^-]^2$$

$$1.2 \times 10^{-17} = (S)(2S)^2 \Rightarrow 1.2 \times 10^{-17} = 4S^3$$

$$S^3 = \frac{1.2 \times 10^{-17}}{4} = 3 \times 10^{-18} \Rightarrow S = \sqrt[3]{3 \times 10^{-18}}$$

$S = 1.44 \times 10^{-6}$ mol / L الذوبانية بوحدة (mol / L)

$$S(g/L) = S(mol/L) \times M_{Zn(OH)2}$$

$$S(g/L) = 1.44 \times 10^{-6} \times 99.4$$

$$S = 143.1 \times 10^{-6}\ g/L$$

$S \approx 1.43 \times 10^{-4}$ (g / L) الذوبانية بوحدة (g / L)

العوامل المؤثرة على الذوبانية

1 - تأثير درجة الحرارة :

تزداد ذوبانية اغلب مواد شحيحة الذوبان بارتفاع درجة الحرارة ، لكن يختلف مقدار هذه الزيادة من مادة الى اخــرى .

2 - تأثير الايون المشترك :

تنخفض ذوبانية مواد شحيحة الذوبان بوجود الايون المشترك (حسب قاعدة لو شاتليه) ويزداد الترسيب لان الايون المشترك يرجح التفاعل العكســـي ، ويستفاد مـــن هذه الظاهرة فـــي التحكم بعمليـــة ذوبان الرواسب (المواد شحيحة الذوبان) .

ملاحظات

لحساب ذوبانية مواد شحيحة الذوبان بوجود الايون المشترك نتبع الاتي :

1 - نكتب معادلتين : الاولى معادلة تفكك المادة شحيحة الذوبان و الثانية معادلة التأين التام للالكتروليت القوي .

2 - **نهمل تركيز الايون المشترك الناتج من تفكك المادة شحيحة الذوبان** (سواء كان معلوم او مجهول) لان قيمته صغيرة جداً بالمقارنة بتركيز الايون المشترك الناتج من التأين التام للكتروليت القوي .

3 - قيمة K_{SP} تبقى ثابتة (بثبوت درجة الحرارة) .

ملاحظات

عند اضافة الالكتروليت القوي (الحاوي على الايون المشترك) الى المادة شحيحة الذوبان يجب ملاحظة الاضافة :

1 - اذا كانت الاضافة على هيئة تركيز فقط للالكتروليت القوي بدون حجم نستخدم التركيز مباشرة للايون المشترك

2 – اذا كانت الاضافة على هيئة تركيز وحجم عندها يجب حساب تركيز الالكتروليت القوي بعد الاضافة من قانون التخفيف [$M_1.V_1 = M_2.V_2$] ثم نجد تركيز الايون المشترك من التركيز بعد الاضافة (بعد التخفيف) .

3 - اذا كانت الاضافة على هيئة عدد مولات ، نحسب التركيز المولاري من قانون المولارية : $M = \frac{n\,(mol)}{V\,(L)}$

4 - اذا كانت الاضافة على هيئة عدد غرامات (كتلة) نحسب التركيز من العلاقة : $M = \frac{m\,(g)}{M\,(g/mol) * V\,(L)}$

وزاري 2014 الدور الثاني / الخاص

تمرين (3 – 19) في الكتاب صفحة 143

قيمة ثابت حاصل الاذابة لملح فلوريد المغنيسيوم MgF_2 تساوي $K_{SP} = 6.5 \times 10^{-9}$ ،
(أ) احسب الذوبانية المولارية لهذا الملح في الماء النقي .
(ب) احسب الذوبانية المولارية لهذا الملح في محلول فلوريد الصوديوم NaF (الكتروليت قوي) تركيزه 0.1 M ، ثم قارن النتيجتين .
(استفد : $\sqrt[3]{1.625} = 1.17$)

الجواب

(أ) نحسب الذوبانية في الماء النقي

$$MgF_2 \rightleftharpoons Mg^{+2} + 2F^-$$
$$\quad\quad\quad S \quad\quad 2S$$

$$K_{SP} = [Mg^{+2}][F^-]^2$$
$$6.5 \times 10^{-9} = (S) * (2S)^2 = 4S^3$$
$$S^3 = \frac{6.5 \times 10^{-9}}{4} = 1.625 \times 10^{-9}$$
$$S = \sqrt[3]{1.625 \times 10^{-9}} = 1.17 \times 10^{-3} \ M$$ ذوبانية MgF في الماء النقي

(ب) نحسب الذوبانية في محلول NaF

$$MgF_2 \rightleftharpoons Mg^{+2} + 2F^-$$
$$\quad\quad\quad S' \quad\quad 2S'$$

$$NaF \rightarrow Na^+ + F^-$$

NaF	Na⁺	F⁻
0.1	0	0
0	0.1	0.1

$$K_{SP} = [Mg^{+2}][F^-]^2$$
$$6.5 \times 10^{-9} = (S') * (2S' + 0.1)^2$$

تهمل

(ان قيمة $2S'$ تهمل بالتقريب) ،

$$6.5 \times 10^{-9} = (S') * (0.1)^2$$
$$S' = \frac{6.5 \times 10^{-9}}{10^{-2}} = 6.5 \times 10^{-7} \ M$$

ان ذوبانية الملح MgF في الماء النقي اكبر من ذوبانيته بوجود الايون المشترك لان الايون المشترك يقلل الذوبانيه لانه يرجح التفاعل الخلفي

احيائي 2017

سؤال (3 – 15) في اسئلة الكتاب صفحة 151

ما ذوبانية $BaSO_4$ في محلول مائي مشبع منه علما ان $K_{SP} = 1.6 \times 10^{-10}$ ، وما ذوبانيته بعد اضافة 1 mL من H_2SO_4 تركيزه 10 M الى لتر من المحلول المشبع منه .

(استفد : $\sqrt[2]{1.6} = 1.26$)

الجواب

نفرض أن الذوبانية المولارية هي S (mol / L) :

$$BaSO_4 \rightleftharpoons Ba^{+2} + SO_2^{-2}$$

$$\quad\quad\quad\quad S \quad\quad S$$

$$K_{SP} = [\ Ba^{+2}\ ]\ [\ SO_4^{-2}\ ]$$

$$K_{SP} = (S)\ (S)$$

$$1.6 \times 10^{-10} = S^2$$

$$S = \sqrt{1.6 \times 10^{-10}}$$

$$S = 1.26 \times 10^{-5}\ (\ mol / L\ )$$ ذوبانة الملح في المحلول المائي المشبع

* حساب الذوبانية بعد اضافة H_2SO_4 اي بوجود ايون مشترك :

نحسب تركيز الحامض (H_2SO_4) بعد المزج (اي بعد التخفيف) من العلاقة :

$$M_{1\,(H_2SO_4)} * V_1 = M_{2\,(H_2SO_4)} * V_2$$

$$10\ M * 1\ mL = M_{2\,(H_2SO_4)} * 1000\ mL$$

$$M_{2\,(H_2SO_4)} = \frac{10}{1000} = 0.01\ M$$ تركيز الحامض بعد الاضافة

نفرض أن الذوبانية بوجود الايون المشترك هي $\acute{S}$:

$$BaSO_4 \rightleftharpoons Ba^{+2} + SO_2^{-2}$$

$$\qquad\qquad \acute{S} \qquad \acute{S}$$

$$H_2SO_4 \longrightarrow 2H^+ + SO_4^{-2}$$

H_2SO_4	$2H^+$	SO_4^{-2}
0.01	0	0
0	2 x 0.01	0.01

تركيز الايون مشترك $[SO_4^{-2}] = (\acute{S} + 0.01)$

تهمل

$$K_{SP} = [Ba^{+2}][SO_4^{-2}]$$

$$K_{SP} = (\acute{S})(\acute{S} + 0.01)$$

تهمل

$$1.6 \times 10^{-10} = \acute{S} \times 0.01$$

$$\acute{S} = \frac{1.6 \times 10^{-10}}{10^{-2}}$$

$$\acute{S} = 1.6 \times 10^{-8} \ (mol/L)$$

ذوبانية الملح بعد اضافة H_2SO_4

اي بوجود ايون مشترك

احيائي 2017

وزاري تمهيدي 2014

سؤال (3 – 19) في اسئلة الكتاب صفحة 152

احسب الذوباني المولارية (mol / L) والذوبانية بدلالة (g / L) لملح كبريتات الفضة Ag_2SO_4 (M = 314 g / mol) و PK_{SP} = 4.92 في (أ) الماء النقي . (ب) محلول 0.15 M كبريتات البوتاسيوم K_2SO_4

(استفد : $\sqrt[3]{3} = 1.4$, $\sqrt{0.2} = 0.44$, log 1.2 = 0.08)

الجواب

$$Ag_2SO_4 \rightleftharpoons 2Ag^{+} + SO_2^{-2}$$

أ – نفرض أن الذوبانية المولارية هي S (mol / L) :   2S   S

$$K_{SP} = 10^{-PK_{sp}} = 10^{-4.92} = 10^{-4.92} \times 10^{5} \times 10^{-5} = 10^{0.08} \times 10^{-5}$$

$$K_{SP} = 1.2 \times 10^{-5}$$

حيث log 1.2 = (0.08) نقسم على log

$1.2 = 10^{0.08}$ ⟶ $1.2 = \log^{-1}(0.08)$

$$K_{SP} = [Ag^{+}]^2 [SO_4^{-2}]$$

$$K_{SP} = (2S)^2 (S) = 4S^3 \longrightarrow 1.2 \times 10^{-5} = 4S^3$$

$$S^3 = \frac{1.2 \times 10^{-5}}{4} = 0.3 \times 10^{-5} \longrightarrow S = \sqrt[3]{3 \times 10^{-6}}$$

$$S = 1.4 \times 10^{-2} = 0.014 \text{ mol / L}$$

نحسب الذوبانية S بدلالة (g / L) من العلاقة الاتية :

$$S(g/L) = S(mol/L) \times M_{Ag2SO4}$$

$$S(g/L) = 0.014 \times 314$$

$$S = 4.396 \text{ g / mol}$$

ب – نحسب الذوبانية بوجود ايون مشترك ، نفرض أن الذوبانية بوجود الايون المشترك هي $\acute{S}$:

$$Ag_2SO_4 \rightleftharpoons 2Ag^{+} + SO_2^{-2}$$
$$\qquad\qquad 2\acute{S} \qquad \acute{S}$$

$$K_2SO_4 \longrightarrow 2K^{+} + SO_4^{-2}$$

K_2SO_4	$2K^+$	SO_4^{-2}
0.15	0	0
0	2 x 0.15	0.15

تركيز الايون مشترك $[SO_4^{-2}] = (\acute{S} + 0.15)$ ← $\acute{S}$ تهمل

$K_{SP} = [Ag^{+}]^2 [SO_4^{-2}]$

$K_{SP} = (2\acute{S})^2 (\acute{S} + 0.15)$ ← $\acute{S}$ تهمل

$1.2 \times 10^{-5} = 4\acute{S}^2 \times 0.15 \Rightarrow 1.2 \times 10^{-5} = 0.6\acute{S}^2$

$\acute{S}^2 = \dfrac{1.2 \times 10^{-5}}{0.6} = 2 \times 10^{-5}$

$\acute{S} = \sqrt{2 \times 10^{-5}} = \sqrt{0.2 \times 10^{-4}}$

$\acute{S} = 0.44 \times 10^{-2}$

$\acute{S} = 4.4 \times 10^{-3}$ mol / L

نحسب الذوبانية $\acute{S}$ بدلالة (g / L) من العلاقة الاتية :

$\acute{S}(g/L) = \acute{S}(mol/L) \times M_{Ag2SO4}$

$\acute{S}(g/L) = 4.4 \times 10^{-3} \times 314$

$\acute{S} = 1.38$ g / L

سؤال (3 – 21) في اسئلة الكتاب صفحة 152

ما ذوبانية ملح كرومات الباريوم $BaCrO_4$ في محلول يكون فيه تركيز كلوريد الباريوم $BaCl_2$ (الكتروليت قوي) يساوي 0.1 M ؟ اذا علمت ان $K_{SP}\ (BaCrO_4) = 1.2 \times 10^{-10}$

الجواب

نكتب معادلة تفكك ملح $BaCrO_4$ شحيح الذوبان ومعادلة تفكك ملح $BaCl_2$ (الكتروليت قوي تام الذوبان) حيث يكون بينهما ايون مشترك :

$$BaCrO_4 \rightleftharpoons Ba^{+2} + CrO_4^{-2}$$

	$BaCrO_4$	Ba^{+2}	CrO_4^{-2}
		S	S
	$BaCl_2 \rightarrow$	Ba^{+2} +	$2Cl^{-1}$
التركيز الابتدائي	0.1	0	0
التركيز النهائي	0	0.1	2 x 0.1

$[Ba^{+2}] = (S + 0.1)$ (تركيز الايون المشترك)

$$K_{sp} = [Ba^{+2}][CrO_4^{-2}]$$

$$1.2 \times 10^{-10} = (S + 0.1)(S)$$

تهمل (S)

$$1.2 \times 10^{-10} = 0.1 \times S$$

$$S = \frac{1.2 \times 10^{-10}}{0.1} = \frac{1.2 \times 10^{-10}}{10^{-1}}$$

$$S = 1.2 \times 10^{-9} \ mol/L$$

الذوبانية المولارية لملح كرومات الباريوم $BaCrO_4$ بوجود الايون المشترك الناتج من ملح $BaCl_2$.

سؤال وزاري (تمهيدي) 2015

ذوبانية $PbSO_4$ في محلوله المائي المشبع 1×10^{-4} M ، كم مليلتر من حامض الكبريتيك بتركيز 10M يجب اضافتها الى لتر من المحلول لجعل ذوبانيته 10^{-6} M ؟

(استفد : $\sqrt[3]{3} = 1.4$, $\sqrt{0.2} = 0.44$, $\log 1.2 = 0.08$)

الجواب

الذوبانية في المحلول المائي المشبع هي : $S = 10^{-4}$ M

$$PbSO_4 \longrightarrow Pb^{+2} + SO_4^{-2}$$
$$\quad\quad\quad\quad S \quad\quad S$$

$$K_{SP} = [Pb^{+2}][SO_4^{-2}]$$
$$K_{SP} = S * S = (10^{-4})(10^{-4})$$
$$K_{SP} = 10^{-8}$$

الذوبانية بعد اضافة حامض H_2SO_4 (اي بوجود الايون المشترك) : $S' = 10^{-6}$ M

نفرض ان تركيز حامض H_2SO_4 بعد الاضافة $= M_2$ (بعد التخفيف)

$$PbSO_4 \longrightarrow Pb^{+2} + SO_4^{-2}$$
$$S' = 10^{-6} \quad\quad S' = 10^{-6}$$

$$H_2SO_4 \longrightarrow 2H^{+} + SO_4^{-2}$$

H_2SO_4	$2H^+$	SO_4^{-2}
M_2	0	0
0	$2 \times M_2$	M_2

$$[SO_4^{-2}] = 10^{-6} + M_2 \approx M_2$$

تهمل

$$K_{SP} = [Pb^{+2}][SO_4^{-2}] \Rightarrow 1 \times 10^{-8} = (10^{-6})(10^{-6} + M_2)$$

تهمل

$$10^{-8} = 10^{-6} * M_2$$

$$M_2 = \frac{10^{-8}}{10^{-6}} = 10^{-2} \text{ M} = 0.01 \text{ M}$$

(تركيز حامض H_2SO_4 بعد الاضافة)

نحسب حجم حامض H_2SO_4 المضاف (V_1) من قانون التخفيف :

الحامض اضيف الى لتر من $PbSO_4$ اي $V_2 = 1$ L

$$M_{1\,(H_2SO_4)} \cdot V_{1\,(H_2SO_4)} = M_{2\,(H_2SO_4)} \cdot V_{2\,(H_2SO_4)}$$

$$10 * V_1 = 0.01 * 1$$

$$V_1 = \frac{0.01}{10} = 0.001 \text{ L} = 0.001 \times 1000 = 1 \text{ mL}$$

3 - تأثير الاس الهيدروجيني :

تعتمد ذوبانية لمواد التي يشكل ايون الهيدروجين H^+ وايون الهيدروكسيد OH^- احد مكوناتها على تركيز ايون H^+ في المحلول ، حيث يتغير مقدار ذوبانية هذه المواد مع تغير قيمة PH للمحلول .

س / تزداد ذوبانية هيدروكسيد المغنيسيوم $Mg(OH)_2$ عند اضافة حامض ، بينما تقل عند اضافة قاعدة ؟ علل .

الجواب /

$$Mg(OH)_2 \rightleftharpoons Mg^{+2} + 2OH^-$$

عند اضافة حامض : ان اضافة الحامض تعني زيادة في تركيز ايون H^+ الذي يتحد مع ايونات OH^- لتكوين الماء وهذا يؤدي الى اخلال في عملية الاتزان وينشط التفاعل الامامي لغرض التعويض عن النقص الحاصل في ايون OH^- اي تتفكك مزيد من جزيئات هيدروكسيد المغنيسيوم $Mg(OH)_2$ ، وبالتالي تزداد الذوبانية .

عند اضافة قاعدة : ان اضافة القاعدة يؤدي الى زيادة في تركيز ايون OH^- في المحلول فيتجه التفاعل الخلفي لتخلص من الزيادة في تركيز OH^- فيزداد ترسيب $Mg(OH)_2$ وبالتالي تقل الذوبانية .

ملاحظة

تقل ذوبانية المركبات شحيحة الذوبان التي تحتوي في تركيبها (OH^-) كلما زادة قيمة PH وتزداد ذوبانيتها كلما قلت PH .

سؤال وزاري 2013 الدور الثالث / (واجب)

احسب الذوبانية المولارية $Mg(OH)_2$ ، $K_{sp} = 1.8 \times 10^{-11}$ في محلول مائي ثبتت حموضته عند PH = 11

تمرين (3 – 20) في الكتاب صفحة 145

وزاري 2013 الدور الثاني

احسب ذوبانية هيدروكسيد الخارصين $Zn(OH)_2$ في محلول ثبتت حامضيته عند :
(أ) PH = 6 ، (ب) PH = 9 ،
اذا علمت ان $K_{SP}\ Zn(OH)_2 = 1.2 \times 10^{-17}$ ، ثم ناقش النتيجة .

الجواب

(أ) نحسب الذوبانية عند PH = 6

$PH + POH = 14 \rightarrow 6 + POH = 14 \rightarrow POH = 14 - 6 = 8$

$[OH^-] = 10^{-POH} = 10^{-8}\ M$

$$Zn(OH)_2 \rightleftharpoons Zn^{+2} + 2OH^-$$
$$\qquad\qquad S \qquad 10^{-8}$$

$K_{SP} = [Zn^{+2}][OH^-]^2$

$1.2 \times 10^{-17} = (S) * (10^{-8})^2 = S * 10^{-16}$

$$S = \frac{1.2 \times 10^{-17}}{10^{-16}} = 1.2 \times 10^{-1}\ M$$

$S = 0.12\ M$

(أ) نحسب الذوبانية عند PH = 9

$PH + POH = 14 \rightarrow 9 + POH = 14 \rightarrow POH = 14 - 9 = 5$

$[OH^-] = 10^{-POH} = 10^{-5}\ M$

$$Zn(OH)_2 \rightleftharpoons Zn^{+2} + 2OH^-$$
$$\qquad\qquad S \qquad 10^{-5}$$

$K_{SP} = [Zn^{+2}][OH^-]^2$

$1.2 \times 10^{-17} = (S) * (10^{-5})^2 = S * 10^{-10}$

$$S = \frac{1.2 \times 10^{-17}}{10^{-10}}$$

$S = 1.2 \times 10^{-7}\ M$

نلاحظ انخفاض ذوبانية $Mg(OH)_2$ عند زيادة قيمة PH

الترسيب والذوبان

ان المبدأ الذي يعتمد عليه ترسيب او ذوبان مادة شحيحة الذوبان هو **الحاصل الايوني**

الحاصل الايوني (Q_{sp}) : هو حاصل ضرب تراكيز الايونات الناتجة من تفكك المادة شحيحة الذوبان كل منها مرفوع الى اس يمثل عدد مولات الايونات في معادلة التفاعل الموزونة .

ملاحظات

1 - اذا كان الحاصل الايوني اكبر من K_{sp} ($Q_{sp} > K_{sp}$) : يحصل ترسيب حيث يكون المحلول فوق الاشباع لذا تترسب المادة .

2 اذا كان الحاصل الايوني اقل من K_{sp} ($Q_{sp} < K_{sp}$) : لا يحصل ترسيب (يحصل ذوبان) حيث المحلول غير مشبع (تحت الاشباع) لذلك تذوب المادة .

3 اذا كان الحاصل الايوني = K_{sp} ($Q_{sp} = K_{sp}$) : المحلول مشبع وفي حالة توازن اي سرعة الترسيب = سرعة الذوبان

مثال (3 – 19) في الكتاب صفحة 141

اذا علمت ان تركيز ايون الفلوريد F^- في محلول يساوي 2×10^{-2} M احسب ادنى تركيز من ايون الكالسيوم يكون لازماً وجوده في المحلول لبدء ترسيب ملح فلوريد الكالسيوم CaF_2 ($K_{sp} = 4.9 \times 10^{-11}$)

الجواب

$$CaF_2 \rightleftharpoons Ca^{+2} + 2F^-$$

$$? \qquad 2 \times 10^{-2}$$

$$K_{sp} = [Ca^{+2}][F^-]^2$$

$$4.9 \times 10^{-11} = [Ca^{+2}](2 \times 10^{-2})^2$$

$$4.9 \times 10^{-11} = [Ca^{+2}] \times 4 \times 10^{-4}$$

$$[Ca^{+2}] = \frac{4.9 \times 10^{-11}}{4 \times 10^{-4}} = 1.23 \times 10^{-7}\ M$$

يجب ان يكون $[Ca^{+2}]$ اكبر من 1.23×10^{-7} M لبدء عملية الترسيب .

وزاري 2013 الدور الاول

سؤال (3 – 29) في الكتاب صفحة 152

ان تركيز ايون الكالسيوم (M = 40 g/mol) في بلازما الدم يساوي 0.1 g/L ، فاذا كان تركيز ايون الاوكزالات فيه يساوي 1×10^{-7} M ، هل تتوقع ان تترسب اوكزلات الكالسيوم CaC_2O_4 اذا علمت ان $PK_{SP} = 8.64$. استفد : $\log 2.29 = 0.36$

الجواب

نحسب التركيز المولاري لايون الكالسيوم بوحدة (mol / L) :

$$[Ca^{+2}] = S(mol/L) = \frac{S(g/L)}{M(g/mol)} = \frac{0.1(g/L)}{40(g/mol)} = 2.5 \times 10^{-3} \ mol/L$$

$$[C_2O_4^{-2}] = 1 \times 10^{-7} \ mol/L$$

$$CaC_2O_4 \rightleftharpoons Ca^{+2} + C_2O_4^{-2}$$

2.5×10^{-3} 1×10^{-7}

(الحاصل الايوني) $Q_{SP} = [Ca^{+2}][C_2O_4^{-2}]$

$Q_{SP} = 2.5 \times 10^{-3} \times 1 \times 10^{-7}$

$Q_{SP} = 2.5 \times 10^{-10}$

$K_{SP} = 10^{-PK_{sp}} = 10^{-8.64}$

$K_{SP} = 10^{-8.64} \times 10^{9} \times 10^{-9}$

$K_{SP} = 10^{0.36} \times 10^{-9}$

$K_{SP} = 2.29 \times 10^{-9}$

حيث $\log 2.29 = 0.36$ نقسم على log

$2.29 = \log^{-} 0.36 = 10^{0.36}$

عند مقارنة الحاصل الايوني Q_{SP} مع K_{SP} ، نلاحظ ان الحاصل الايوني اقل من K_{SP} .

$K_{SP} > Q_{SP}$ (الحاصل الايوني)

لذا لا يحصل ترسيب

حلــــول المتبقي من أسئلــة الفصـــــل الثالث

سؤال (3 – 5) في الكتاب صفحة 149

5-3 اختر الجواب الصحيح:

1. أن عدد مليغرامات يودات الباريوم ($M = 487\ g/mole$ و $K_{sp} = 1.57 \times 10^{-9}$) التي يمكـــــن أن تذوب في 150 mL من الماء النقي هي:

(أ) 34.4 mg

(ب) 44.4 mg

(ج) 53.4 mg.

2. التراكيز المولارية لايونات Na^+ و SO_4^{2-} في محلول مائي من كبريتات الصوديوم تركيزه يساوي 0.4 M هي:

(أ) $[SO4^{2-}] = 0.4\ M$ و $[Na^+] = 0.4\ M$

(ب) $[SO_4^{2-}] = 0.4\ M$ و $[Na^+] = 0.2\ M$

(ج) $[SO_4^{2-}] = 0.4\ M$ و $[Na^-] = 0.8\ M$.

3. قيم pH و pOH لمحلول 0.05 M هيدروكسيد الصوديوم هي:

(أ) $pH = 1.3$ و $pOH = 12.7$

(ب) $pH = 7.0$ و $pOH = 7.0$

(ج) $pH = 12.7$ و $pOH = 1.3$.

4. أن قيمة pOH لمحلول نترات الامونيوم المائية بتركيز 0.5 M تساوي:

(أ) 7.00 (ب) 9.22 (ج) 4.78.

جواب السؤال (3 - 5)

١- الجواب (ج) .

$BaI_2 \rightleftharpoons Ba^{+2} + 2I^{-1}$

S 2S

$K_{sp} = [Ba^{+2}][I^{-1}]^2 = (S)(2S)^2 = 4S^3 \Rightarrow 1.57 \times 10^{-9} = 4S^3$

$S^3 = \frac{1.57 \times 10^{-9}}{4} \Rightarrow S = \sqrt[3]{3.92 \times 10^{-10}} = 7.32 \times 10^{-4}$ mol/L

$S = \frac{m}{M*V} \Rightarrow 7.32 \times 10^{-4} = \frac{m}{487*0.15} \Rightarrow m = 7.32 \times 10^{-4} \times 487 \times 0.15$

m = 0.0534 g = 0.0534 x 1000 = 53.4 mg

٢- الجواب (ج) .

	Na_2SO_4 →	$2Na^+$ +	SO_4^{-2}
التراكيز الابتدائية	0.4	0	0
التراكيز النهائية	0	2 x 0.4 = 0.8	0.4

$[Na^+]$ = 0.8 M

$[SO_4^{-2}]$ = 0.4 M

٣- الجواب (ج) .

$NaOH$ →	Na^+ +	OH^-
0.05	0	0
0	0.05	0.05

$[OH^-] = 0.05$ M ⇒ POH = - log $[OH^-]$ = - log (0.05) ⇒ POH = 1.3

PH + POH = 14 ⇒ PH = 14 – POH ⇒ PH = 14 – 1.3 = 12.7

٤- الجواب (ب) .

معطيات السؤال : أذا علمت ($PK_w = 14$, $PK_b = 4.74$, log 0.5 = - 0.3)

$PH = \frac{1}{2}[PK_w - PK_b - \log[C]] = \frac{1}{2}[14 - 4.74 - \log 0.5] = \frac{1}{2}[9.26 - (-0.3)] = \frac{1}{2}[9.56]$

PH = 4.78 ⇒ POH = 14 – PH ⇒ POH = 14 – 4.78

POH = 9.22

سؤال (3 – 7) في الكتاب صفحة 150

7–3 اكمل الفراغات في الجدول الاتي :

pOH	pH	$[OH^-]$	$[H_3O^+]$	محلول
				حامض قوي $0.15\ M\ HI$
				حامض ضعيف $0.15\ M\ HF$
				قاعدة قوية $0.06\ M\ RbOH$
				قاعدة قوية $0.05\ M\ Ca(OH)_2$
				قاعدة ضعيفة $0.75\ M\ NH_4OH$

علماً ان ثابت تفكك الامونيا 1.8×10^{-5} وثابت تفكك فلوريد الهيدروجين 6.5×10^{-4}

POH	PH	$[OH^-]$	$[H_3O^+]$	المحلول معادلة تأين المحلول(حوامض)
PH +POH = 14 POH=14-0.82 **POH = 13.18**	PH = -log $[H^+]$ PH = -log 0.15 PH = 0.82	$[OH^-]=\frac{10^{-14}}{0.15}$ $[OH^-]=6.67\times10^{-14}$	$[H_3O^+] = [H^+]$ $[H_3O^+] = 0.15M$	$HI \longrightarrow H^+ + I^-$ 0.15 0 0 0 0.15 0.15
PH +POH = 14 POH=14 - 2.01 **POH = 11.99**	PH = -log $[H^+]$ PH= -log 9.8×10^{-3} **PH = 2.01**	$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]}$ $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{9.8\times10^{-3}}$ $[OH^-]=1.02\times10^{-12}$	$K_a = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]}$ $6.5\times10^{-4} = \frac{X^2}{0.15}$ $X=[H_3O^+]=9.8\times10^{-3}$	$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$ 0.15 0 0 0.15 – X X X تهمل

POH	PH	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	المحلول معادلة تأين المحلول(القواعد)
PH +POH = 14 POH =14 - 12.78 **POH = 1.22**	PH = -log $[H^+]$ PH=-log1.67×10^{-13} **PH = 12.78**	$[H_3O^+]=\frac{10^{-14}}{0.06}$ $[H_3O^+]=1.67\times10^{-13}$	$[OH^-] = 0.06\ M$	$RbOH \rightarrow Rb^+ + OH^-$ 0.06 0 0 0 0.06 0.06
PH +POH = 14 POH =14 - 13 **POH = 1**	PH = -log $[H^+]$ PH= -log 1×10^{-13} **PH = 13**	$[H_3O^+]=\frac{10^{-14}}{0.1}$ $[H_3O^+]=1\times10^{-13}$	$[OH^-]= 2 \times 0.05$ $[OH^-] = 0.1\ M$	$Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{+2} + 2OH^-$ 0.05 0 0 0 0.05 2x0.05
PH +POH = 14 POH=14 – 11.56 **POH = 2.44**	PH = -log $[H^+]$ PH=-log2.72×10^{-12} **PH = 11.56**	$[H_3O^+]=\frac{10^{-14}}{3.67\times10^{-3}}$ $[H_3O^+]=2.72\times10^{-12}$	$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]}$ $1.8\times10^{-5} = \frac{X^2}{0.75}$ $X=[HO^-]=3.67\times10^{-3}$	$NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$ 0.75 0 0 0.75 - X X X تهمل

سؤال (3 – 8) في الكتاب صفحة 150

8-3 اكمل الفراغات في الجدول الاتي :

$[H_3O^+]$	pH	$[OH^-]$	pOH	رقم المحلول
	3.84			1
	12.61			2
			2.90	3
			9.47	4

جواب السؤال (3 - 8)

$[H_3O^+]$	PH	$[OH^-]$	POH	رقم المحلول
$[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{6.9 \times 10^{-11}}$ $[H_3O^+] = 1.45 \times 10^{-4}$	3.84	$[OH^-] = 10^{-POH}$ $[OH^-] = 10^{-10.16}$ $[OH^-] = 6.9 \times 10^{-11}$	PH + POH = 14 POH = 14 - 3.84 POH = 10.16	1
$[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{4.07 \times 10^{-2}}$ $[H_3O^+] = 2.45 \times 10^{-13}$	12.61	$[OH^-] = 10^{-POH}$ $[OH^-] = 10^{-1.39}$ $[OH^-] = 4.07 \times 10^{-2}$	PH + POH = 14 POH = 14 - 12.61 POH = 1.39	2
$[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{1.26 \times 10^{-3}}$ $[H_3O^+] = 7.93 \times 10^{-12}$	PH + POH = 14 PH = 14 – 2.9 POH = 11.1	$[OH^-] = 10^{-POH}$ $[OH^-] = 10^{-2.9}$ $[OH^-] = 1.26 \times 10^{-3}$	2.9	3
$[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{3.38 \times 10^{-10}}$ $[H_3O^+] = 2.95 \times 10^{-5}$	PH + POH = 14 PH = 14 – 9.47 POH = 4.53	$[OH^-] = 10^{-POH}$ $[OH^-] = 10^{-9.47}$ $[OH^-] = 3.38 \times 10^{-10}$	9.47	4

سؤال (3 – 9) في الكتاب صفحة 151

9-3 اكمل الفراغات في الجدول الاتي :

pK_{sp}	K_{sp}	الذوبانية	الملح
	6.0×10^{-50}	(mole / L)	Ag_2S
4.06		(g / L)	MgC_2O_4
		1.35×10^{-19} (mole / L)	Sb_2S_3
		0.02 (g / L)	$ZnSO_4$

جواب السؤال (3 - 9)

PK_{SP}	K_{SP}	الذوبانيـــة (S)	الملح (شحيح الذوبان) معادلة تأين الملح
$PK_{SP} = -\log K_{SP}$ $PK_{SP} = -\log 6x10^{-50}$ $PK_{SP} = 49.22$	6×10^{-50}	$K_{SP} = [Ag^+]^2[S^{-2}]$ $6x10^{-50} = (2S)^2 (S)$ $S = 2.47x10^{-17}$ (mol/L)	Ag_2S $Ag_2S \longrightarrow 2Ag^+ + S^{-2}$ 2S S
4.06	$K_{SP} = 10^{-PK_{SP}}$ $K_{SP} = 10^{-4.06}$ $K_{SP} = 8.7x10^{-5}$	$K_{SP} = [Mg^{+2}][C_2O_4^{-2}]$ $8.7x10^{-5} = (S)(S)$ $S = 9.32x10^{-3}$ (mol/L) S(g/L)= S(mol/L)XM(g/mol) $S(g/L) = 9.32x10^{-3} \times 112$ S = 1.04 g / L	MgC_2O_4 $MgC_2O_4 \longrightarrow Mg^+ + C_2O_4^{+2}$ S S
$PK_{SP} = -\log K_{SP}$ $PK_{SP} = -\log 4.84x10^{-93}$ $PK_{SP} = 92.31$	$K_{SP} = [Sb^{+3}]^2[S^{-2}]^3$ $K_{SP} = (2S)^2(3S)^3$ $K_{SP} = 4.84x10^{-93}$	S(mol /L) = $1.35x10^{-19}$	Sb_2S_3 $Sb_2S_3 \longrightarrow 2Sb^{+3} + 3S^{-2}$ 2S 3S
$PK_{SP} = -\log K_{SP}$ $PK_{SP} = -\log 1.53x10^{-8}$ $PK_{SP} = 7.81$	$K_{SP} = [Zn^{+2}][SO_4^{-2}]$ $K_{SP} = (S)(S)$ $K_{SP} = 1.53x10^{-8}$	S(g/L)= 0.02 g /L $S(mol/L) = \frac{S(g/L)}{M(g/mol)} = \frac{0.02}{161}$ $S = 1.24x10^{-4}$ mol / L	$ZnSO_4$ $ZnSO_4 \longrightarrow Zn^{+2} + SO_4^{-2}$ S S

الفصل 4 الكيمياء الكهربائية

هي احد فروع علم الكيمياء ، تهتم بالتحولات بين الطاقة الكيميائية والطاقة الكهربائية ، حيث تحصل بعض التفاعلات الكيميائية نتيجة امرار تيار كهربائي ، كما تؤدي بعض التفاعلات الكيميائيـــة الى نشؤ تيار كهربائي .

اعداد التاكسد :

هي اعداد موجبة او سالبة او صفر تمثل عدد الالكترونات التي تفقدها او تكتسبها الذرة اثناء التفاعل الكيميائي وتكتب فوق رمز العنصر .

قواعد حساب اعداد التاكسد

1 - **عدد التأكسد لأي عنصر غير متحد (اي عنصر حر) يساوي صفر . مثلا :**

Na , Al , Pb , S , H_2 , O_2 ((عدد التأكسد لهذه العناصر = **صفر**))

2 **عدد التأكسد للأيون احادي الذرة يساوي الشحنة على هذا الايون : مثلا :**

Li^{+} ⟹ Li = +1 ,,,,, Fe^{+3} ⟹ Fe = +3 ,,, Ca^{+2} ⟹ Ca = +2

3 **عدد التأكسد للهيدروجين (+1) ما عدا الهيدريدات فيأخذ (-1) . مثلا :**

عدد تاكسد الهيدروجين في الماء H_2O هو (+1) ، اما عدد تاكسده في هدريد الصوديوم NaH فهو (-1)

4 **عدد التأكسد للأوكسجين (-2) ما عدا البيروكسيدات فيأخذ (-1) . مثلا :**

عدد تأكسد الاوكسجين في الماء H_2O هو (-2) ، اما عدد تأكسده في بيروكسيد الهيدروجين H_2O_2 **فهو (-1) .**

5 **عدد تأكسد عناصر : أ الزمرة الاولى هو (+1) :** [Li , Na , K , Rb = +1]

ب الزمرة الثانية هو (+2) : [Be , Mg , Ca , Sr = +2]

جـ الزمرة الثالثة هو (+3) : [B , Al , Ga , In = +3]

6 **عدد التأكسد لعناصر الزمرة السابعة (الهالوجينات) هو (-1) :** [F , Cl , Br , I = -1]

حساب عدد التاكسد

1 – القاعدة الاولى : حساب عدد تأكسد عنصر ما في مركب متعادل :

[مجموع اعداد التأكسد لجميع الذرات في مركب متعادل = صفر]

مثال / احسب عدد تاكسد العناصر التي تحتها خط في المركبات الاتية :

(1) $H_2 \underline{S} O_4$ (2) $Na \underline{I} O_3$

الجواب

(1) $H_2 \underline{S} O_4$	(2) $Na \underline{I} O_3$
$2(+1) + S + 4(-2) = 0$	$+1 + I + 3(-2) = 0$
$2 + S - 8 = 0$	$1 + I - 6 = 0$
$S = +6$	$I = +5$

2 – القاعدة الثانية : حساب عدد تاكسد عنصر ما في ايون متعدد الذرات :

[مجموع اعداد التأكسد لجميع الذرات في ايون متعدد الذرات = شحنة الايون]

مثال / احسب عدد تأكسد العناصر التي تحتها خط في الايونات الاتية :

(1) $H \underline{S} O_4^{-1}$ (2) $H_2 \underline{P} O_4^{-1}$

الجواب

(1) $H \underline{S} O_4^{-1}$	(2) $H_2 \underline{P} O_4^{-1}$
$+1 + S + 4(-2) = -1$	$2(+1) + P + 4(-2) = -1$
$+1 + S - 8 = -1$	$2 + P - 8 = -1$
$S = +6$	$P = +5$

تمرين (1 – 4) في الكتاب صفحة 155

احسب عدد تاكسد العناصر المشار اليها بخط في المركبات والايونات الاتية :

$H\,\underline{P}O_3^{-2}$, $H_2\,\underline{C}O_3$, $H_2\,\underline{S}O_4$, $Na\,\underline{I}O_3$, $K_2\,\underline{Cr}_2O_7$, $\underline{Mn}O_4^{-1}$

الجواب

$\underline{Mn}O_4^{-1}$

$Mn + 4(-2) = -1$

$Mn - 8 = -1$

$Mn = +7$

$K_2\,\underline{Cr}_2O_7$

$2(+1) + 2Cr + 7(-2) = 0$

$2 + 2Cr - 14 = 0$

$2Cr = +12$

$Cr = +6$

$Na\,\underline{I}O_3$

$+1 + I + 3(-2) = 0$

$+1 + I - 6 = 0$

$I = +5$

$H_2\,\underline{S}O_4$

$2(+1) + S + 4(-2) = 0$

$+2 + S - 8 = 0$

$S = +6$

$H_2\,\underline{C}O_3$

$2(+1) + C + 3(-2) = 0$

$+2 + C - 6 = 0$

$C = +4$

$H\,\underline{P}O_3^{-2}$

$+1 + P + 3(-2) = -2$

$+1 + P - 6 = -2$

$P = +3$

تفاعلات التاكسد والاختزال

التأكسد :

عبارة عن تغير كيميائي يصحبه فقدان في الالكترونات من ذرة او مجموعة ذرات ويؤدي الى زيادة في عدد التأكسد .

مثال : $Na \xrightarrow{\text{تاكسد}} Na^{+1} + 1e^-$

الاختزال :

عبارة عن تغير كيميائي تكتسب فيه الذرة او مجموعة من الذرات الكترونات ويصحبه نقصان في عدد التأكسد للعنصر .

مثال : $Cl_2 + 2e^- \xrightarrow{\text{اختزال}} 2Cl^-$

مثال (4 – 2) في الكتاب صفحة 158

حدد الذرات التي تعاني تاكسداً وتلك التي تعاني اختزالاً في التفاعلات الاتية مع كتابة انصاف التفاعل للتأكسد والاختزال .

(1) $Cl_2 + 2I^- \longrightarrow 2Cl^- + I_2$

(2) $Mg + Fe^{+2} \longrightarrow Mg^{+2} + Fe$

الجواب

(1)

نصف تفاعل (تأكسد) $2I^- \longrightarrow I_2 + 2e^-$

نصف تفاعل (اختزال) $Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-$

التفاعل العام $Cl_2 + 2I^- \longrightarrow 2Cl^- + I_2$

نلاحظ ان اليود زاد عدد تاكسده من (-1) الى (0) لذا فهو عانى تأكسد ، بينما قل عدد تأكسد الكلور من (0) الى (–1) فهو عانى اختزال .

(2)

نصف تفاعل (تأكسد) $Mg \longrightarrow Mg^{+2} + 2e^-$

نصف تفاعل (اختزال) $Fe^{+2} + 2e^- \longrightarrow Fe$

التفاعل العام $Mg + Fe^{+2} \longrightarrow Mg^{+2} + Fe$

نلاحظ ان المغنيسيوم زاد عدد تاكسده من (0) الى (+2) فهو عانى تاكسد ، بينما قل عدد تأكسد الحديد من (+2) الى (0) فهو عانى اختزال .

تمرين (4 – 2) في الكتاب صفحة 159

حدد الذرات التي تعاني تاكسداً وتلك التي تعاني اختزالاً في التفاعلات التالية مع كتابة انصاف التفاعل للتأكسد والاختزال .

1 - $Zn + Cu^{+2} \rightarrow Zn^{+2} + Cu$

2 - $Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$

الجواب

1 - $Zn + Cu^{+2} \rightarrow Zn^{+2} + Cu$

نصف تفاعل (تاكسد) $Zn \rightarrow Zn^{+2} + 2e^-$

نصف تفاعل (اختزال) $Cu^{+2} + 2e^- \rightarrow Cu$

نلاحظ ان الخارصين زاد عدد تاكسده من (0) الى (+2) فهو عانى تاكسد ،

وقل عدد تأكسد النحاس من (+2) الى (0) فهو عانى اختزال .

2 - $Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$

$\overset{0}{Mg} + 2\overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl} \rightarrow \overset{+2}{Mg}\overset{-1}{Cl_2} + \overset{0}{H_2}$

هذه المعادلة للتوضيح فقط ، غير مطلوبة في الجواب

نصف تفاعل (تأكسد) $Mg \rightarrow Mg^{+2} + 2e^-$

نصف تفاعل (اختزال) $H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$

نلاحظ ان المغنيسيوم زاد عدد تاكسده من (0) الى (+2) فهو عانى تاكسد ،

وقل عدد تاكسد الهيدروجين من (+1) الى (0) فهو عانى اختزال .

العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة

العامل المختزل :

هو المادة التي تتاكسد وتسبب اختزال المادة الاخرى ، حيث يفقد الالكترونات ويزداد عدد تاكسده خلال التفاعل التأكسد والاختزال .

❂ **العامل المختزل (يفقد الكترونات) و يعاني تأكسد .**

العامل المؤكسد :

هو المادة التي تختزل وتسبب تاكسد المادة الاخرى ، حيث يكتسب الاكترونات ويقل عدد تاكسده خلال التفاعل التأكسد والاختزال .

❂ **العامل المؤكسد (يكتسب الكترونات) و يعاني اختزال .**

ملاحظات

1 - ان كل عملية تاكسد ترافقها عملية اختزال ، اي ان التاكسد والاختزال عمليتان متلازمتان لايمكن حدوث احدهما دون الاخرى .

2- الالكترونات المفقودة تكتب في جهة النواتج (الطرف الايمن) لمعادلة نصف تفاعل التاكسد ، اما الالكترونات المكتسبة فتكتب في جهة المتفاعلات (الطرف الايسر) لمعادلة نصف تفاعل الاختزال .

3- في اي عملية تاكسد واختزال فان :

عدد الالكترونات المفقودة (في عملية التأكسد) = عدد الالكترونات المكتسبة (في عملية الاختزال) .

4 - ان التفاعلات التي يحدث لعناصرها تغير في اعداد التاكسد تعتبر تفاعلات تاكسد واختزال ، اما التفاعلات التي لا تتغير اعداد تاكسد عناصرها فانها لا تعتبر تفاعلات تاكسد واختزال .

تمرين (4 – 3) في الكتاب صفحة 160

حدد العامل المؤكسد والعامل المختزل في كل من التفاعلات الاتية :

1 - $2C_{(s)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow 2\,CO_{(g)}$

2 - $Mg_{(s)} + Cl_{2\,(g)} \longrightarrow MgCl_{2\,(g)}$

3 - $Mg_{(s)} + Fe^{+2}_{(aq)} \longrightarrow Mg^{+2}_{(aq)} + Fe_{(s)}$

الجواب

1 - $2C_{(s)} + O_{2\,(g)} \longrightarrow 2\,CO_{(g)}$

$\overset{0}{2C}_{(s)} + \overset{0}{O_2}_{(g)} \longrightarrow 2\,\overset{+2}{C}\overset{-2}{O}_{(g)}$

$2C \longrightarrow 2C^{+2} + 4e^-$ الكاربون (C) عانى تاكسد ، لذا فهو عامل مختزل

$O_2 + 4e^- \longrightarrow 2\,O^{-2}$ الاوكسجين O_2 عانى اختزال ، لذا فهو عامل مؤكسد

---

2 - $Mg_{(s)} + Cl_{2\,(g)} \longrightarrow MgCl_{2\,(g)}$

$\overset{0}{Mg}_{(s)} + \overset{0}{Cl_2}_{(g)} \longrightarrow \overset{+1}{Mg}\overset{-1}{Cl_2}_{(g)}$

$Mg \longrightarrow Mg^{+2} + 2e^-$ المغنيسيوم (Mg) عانى تاكسد ، لذا فهو عامل مختزل

$Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2Cl^-$ الكلور (Cl_2) عانى اختزال ، لذا فهو عامل مؤكسد

---

3 - $Mg_{(s)} + Fe^{+2}_{(aq)} \longrightarrow Mg^{+2}_{(aq)} + Fe_{(s)}$

$\overset{0}{Mg}_{(s)} + \overset{+2}{Fe^{+2}}_{(aq)} \longrightarrow \overset{+2}{Mg^{+2}}_{(aq)} + \overset{0}{Fe}_{(s)}$

$Mg \longrightarrow Mg^{+2} + 2e^-$ المغنيسيوم (Mg) عانى تاكسد ، لذا فهو عامل مختزل

$Fe^{+2} + 2e^- \longrightarrow Fe$ الحديد (Fe^{+2}) عانى اختزال ، لذا فهو عامل مؤكسد

سؤال (4 – 15) في اسئلة الكتاب صفحة 187

حدد العامل المؤكسد و العامل المختزل في التفاعل الاتي :

$$AgNO_2 + Cl_2 + 2KOH \longrightarrow AgNO_3 + 2KCl + H_2O$$

الجواب

$$\overset{+1}{Ag}\overset{+3}{N}\overset{-2}{O_2} + \overset{0}{Cl_2} + 2\overset{+1}{K}\overset{-2}{O}\overset{+1}{H} \longrightarrow \overset{+1}{Ag}\overset{+5}{N}\overset{-2}{O_3} + 2\overset{+1}{K}\overset{-1}{Cl} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$$

$AgNO_2$
$+1 + N + 2(-2) = 0$
$+1 + N - 4 = 0$
$N - 3 = 0$
$N = +3$

Cl_2
0

$AgNO_3$
$+1 + N + 3(-2) = 0$
$+1 + N - 6 = 0$
$N - 5 = 0$
$N = +5$

KCl
$+1 + Cl = 0$
$Cl = -1$

نلاحظ ان عنصر الفضة والاوكسجين والهيدروجين والبوتاسيوم لم تتغير اعدادها التاكسدية

بينما زاد عدد تاكسد النتروجين وتحول (من +3 الى +5) فهو يعاني تأكسد لذا فان $AgNO_2$ يعتبر **عامل مختزل** .

اما الكلور فتحول عدده التاكسدي (من 0 الى -1) فهو يعاني اختزال لذا فان Cl_2 يعتبر عامل **مؤكسد** .

سؤال (4 – 23) في الكتاب صفحة 188

اي تفاعل هو تفاعل اكسدة – اختزال :

1- $Al_2O_3 + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O$

2- $2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$

3- $2KClO_3 \longrightarrow 2KCl + 3O_2$

4- $SiBr_4 + 3H_2O \longrightarrow H_2SiO_3 + 4HBr$

5- $Zn + CuSO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + Cu$

الجواب

تفاعل اكسدة – اختزال : هو تفاعل يتم فيه انتقال الالكترونات من مادة تعاني تاكسد الى مادة تعاني اختزال

1- لا يعتبر تفاعل اكسدة – اختزال $Al_2O_3 + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O$

2- تفاعل اكسدة – اختزال كما ياتي :

تاكسد $2Na \longrightarrow 2Na^+ + 2e$

اختزال $Cl_2 + 2e \longrightarrow 2Cl^-$

التفاعل العام $2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$

3- تفاعل اكسدة – اختزال كما ياتي :

تاكسد $6O^{-2} \longrightarrow 3O_2 + 12e^-$

اختزال $2Cl^{+5} + 12e \longrightarrow 2Cl^-$

التفاعل العام $6O^{-2} + 2Cl^{+5} \longrightarrow 3O_2 + 2Cl^-$

4- لا يعتبر تفاعل اكسدة – اختزال $SiBr_4 + 3H_2O \longrightarrow H_2SiO_3 + 4HBr$

5- تفاعل اكسدة – اختزال كما ياتي :

تاكسد $Zn \longrightarrow Zn^{+2} + 2e^-$

اختزال $CuSO_4 + 2e^- \longrightarrow SO_4^{-2} + Cu$

التفاعل العام $Zn + CuSO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + Cu$

الخلايا الكهرو كيميائية

الخلية الكهرو كيميائية :

تتكون الخلية الكهرو كيميائية من قطبين يسمى احدهما القطب الموجب او الانود وهو القطب الذي تحدث عنده عملية التاكسد ، اما القطب الثاني فهو القطب السالب ويدعى الكاثود وهو القطب الذي تحدث عنده عملية الاختزال ، ويكون كلا القطبين مغمورين في محلول الكتروليتي تشترك مكوناته في تفاعلات الاكسدة والاختزال التي تجري على سطحي القطبين .

تقسم الخلايا الكهرو كيميائية الى نوعين :

1- **الخلايا الكلفانية (الفولتائية)** .

2 – **الخلايا الالكتروليتية (خلايا التحليل الكهربائي)** .

الخلايا الكلفانية :

هي الخلايا التي تتحول فيها الطاقة الكيميائية الى طاقة كهربائية من خلال تفاعل كيميائي يجري تلقائياً لتوليد تيار كهربائي ، مثل البطاريات (النضائد) وخلية دانيال .

س / ماذا يحدث عند غمر لوح من الخارصين في محلول كبريتات النحاس الزرقاء ؟ وما تفسير ذلك .

الجواب

عند غمر لوح من الخارصين في محلول كبريتات النحاس يبدأ :

1- لوح الخارصين بالتأكل والاضمحلال .

2 - بنفس الوقت تظهر طبقة اسفنجية بنية اللون (عنصر النحاس) باكساء الخارصين ويترسب قسم من هذا النحاس في قعر الاناء ،

3- يبداء اللو الازرق لمحلول كبريتات النحاس بالاضمحلال .

تفسير ذلك :

1 - ان تاكل لوح الخارصين تفاعل يحدث بشكل تلقائي حيث يتاكسد الخارصين ويحرر الكترونات ويصاحب ذلك زيادة في تركيز ايونات الخارصين .

2 – ظهور الطبقة الاسفنجية بسبب اكتساب ايونات النحاس في المحلول الالكترونات فتتحول الى ذرات تشكل هذه الطبقة مع ترسب قسم من النحاس في قعر الاناء .

3 - يضمحل اللون الازرق لمحلول كبريتات النحاس نتيجة النقصان في تركيز ايونات النحاس في المحلول حتى يصبح عديم اللون .

يمكن توضح ذلك بمعادلة كيميائية (تأكسد واختزال) موزونة :

$$Zn_{(s)} + CuSO_{4(aq)} \longrightarrow ZnSO_{4(aq)} + Cu_{(s)}$$

خلية دانيال

هي من اشهر وابسط الخلايا الكلفانية الفولتائية ، وتتكونة من قطبين :

1 **قطب الانود** : لوح مـــن الخارصين Zn مغمور في محلول كبريتات الخارصين $ZnSO_4$ ويمثل نصف الخلية ، حيث تجري عنده عملية التاكسد ويكون مصدر للالكترونات .

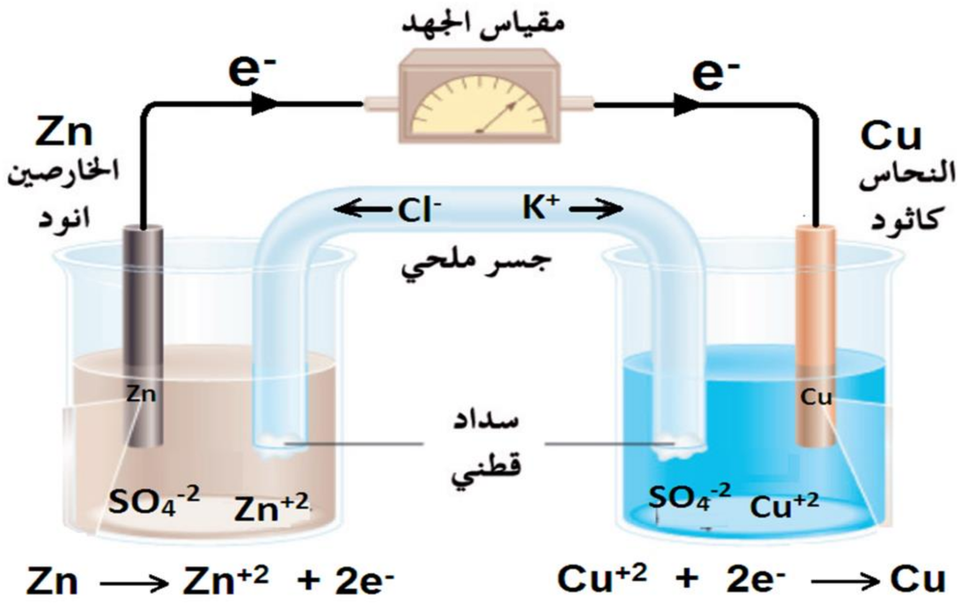
2 **قطب الكاثود** : لوح مـــن النحاس Cu مغمور في محلول كبريتات النحاس $CuSO_4$ ويمثل نصف الخلية الاخر ، وتجري عنده عملية الاختزال حيث تتحول اليه الالكترونات المنتقلة من قطب الانود الى لوح النحاس (قطب النحاس) من خلال سلك خارجي حيث تتفاعل ايونات النحاس مع الالكترونات في المحلول وتتحول الى ذرات النحاس التي تترسب على سطح قطب النحاس(الكاثود السالب) .

تعمل الخلية على مبدأ تأكسد Zn الى Zn^{+2} واختزال Cu^{+2} الى Cu وهذا يحـدث انياً في وعائين منفصلين مع انتقال للالكترونات بين القطبين مـــن خلال سلك خارجي ولاكمال الدائرة الكهربائية يوصل المحلولين بأنبوب زجاجي على شكل حرف U مقلوب يحتوي على محلـــول الكتروليتي خامل لا يتغير كيميائيا وهذا الانبوب يسمى الجسر الملحي .

نصف تفاعل تأكسد / الانود $Zn \longrightarrow Zn^{+2} + 2e^-$

نصف تفاعل اختزال / كاثود $Cu^{+2} + 2e^- \longrightarrow Cu$

التفاعل العام للخلية $Zn + Cu^{+2} \longrightarrow Zn^{+2} + Cu$



يتاكسد Zn الى Zn^{+2} عند الانود

يختزل Cu^{+2} الى Cu عند الكاثود

س / عرف الجسر الملحي .(وزاري 2013 الدور الثاني)

الجواب / هو عبارة انبوب زجاجي على شكل حرف **U** مقلوب يحتوي محلول الكتروليتي خامل لا يتغير كيميائياً خلال العملية يثبت بداخل الانبوب بمادة الاكار .

س / اذكر ثلاث مركبات مستعملة لملء الجسر الملحي .

الجواب / **KCl** ، **KNO_3** ، **K_2SO_4**

قطب العنصر (نصف الخلية) :

هو ذلك العنصر المغمور في محلول ايوناته ، او في حالة تماس مع محلول يحتوي على ايونات ذلك العنصر .

الانود (anode) :

هو القطب الذي تجري عنده عملية التاكسد والذي يكون مصدراً للالكترونات .

ملاحظات

1 - اذا كان قطب الانود فلز ، فان معادلة تفاعل نصف التاكسد الانود تكون بالشكل الاتي :

ذرة $_{(s)}$ ⟶ ايون $_{(aq)}$ + ne^-

$M \rightarrow M^{+n} + ne^-$

حيث : M فلز

ne^- عدد الالكترونات المفقودة

كما في امثلة :

$Na \rightarrow Na^{+1} + e^-$

$Zn \rightarrow Zn^{+2} + 2e^-$

$Al \rightarrow Al^{+3} + 3e^-$

2 - تتحرر الهالوجينات و كذلك غاز الاوكسجين (تتحرر بشكل غازات) عند الانود ، وتكون معادلة نصف تفاعل التاكسد بالشكل الاتي :

ايون سالب $_{(aq)}$ → غاز $_{(g)}$ + ne^-

$2X^{-n} \rightarrow X_2 + 2n\,e^-$

حيث : X_2 رمز الغاز

ne^- عدد الالكترونات المفقودة

كما في الامثلة :

$2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$

$2Br^- \rightarrow Br_2 + 2e^-$

$2I^- \rightarrow I_2 + 2e^-$

$2O^{-2} \rightarrow O_2 + 4e^-$

3 - يتاكسد غاز الهيدروجين عند الانود ويتحول الى ايون موجب الشحنة كما في المعادلة الاتية :

نصف تفاعل تاكسد الانود / (لغاز الهيدروجين) $H_2 \rightarrow 2H^+ + 2e^-$

الكاثود (Cathode) :

هو القطب الذي تجري عنده عملية الاختزال والذي تتحول اليه للالكترونات المنتقلة من قطب الانود .

ملاحظات

1 - اذا كان قطب الكاثود فلز ، فان معادلة تفاعل نصف الاختزال الكاثود تكون بالشكل الاتي :

ذرة $_{(s)}$ ⟶ ايون $_{(aq)}$ + ne^-

$M^{+n} + ne^- \rightarrow M$

حيث : M فلز

ne^- عدد الالكترونات المكتسبة

كما في امثلة :

$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$

$Cu^{+2} + 2e^- \rightarrow Cu$

$Au^{+3} + 3e^- \rightarrow Au$

2 - تختزل الهالوجينات وكذلك غاز الاوكسجين عند الكاثود و تتحول الى ايونات ، وتكون معادلة نصف تفاعل الاختزال بالشكل الاتي :

غاز $_{(g)}$ + ne^- → ايون سالب $_{(aq)}$

$X_2 + 2n\,e^- \rightarrow 2X^{-n}$

حيث : X_2 رمز الغاز

ne^- عدد الالكترونات المكتسبة

كما في الامثلة :

$Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$

$Br_2 + 2e^- \rightarrow 2Br^-$

$I_2 + 2e^- \rightarrow 2I^-$

$O_2 + 4e^- \rightarrow 2O^{-2}$

3 - يتحرر غاز الهيدروجين عند الكاثود (اي يختزل الهيدروجين عند الكاثود ويتحرر بشكل H_2) كما في المعادلة الاتية :

نصف تفاعل اختزال / الكاثود $\quad 2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$

مثال (4 – 4) في الكتاب صفحة 163

اذا علمت ان التفاعل الاتي يحدث بصورة تلقائية في الخلية الكلفانية :

$$Cu_{(s)} + 2Ag^{+}_{(aq)} \longrightarrow Cu^{+2}_{(aq)} + 2Ag$$

1 اكتب تفاعلات نصفي الخلية .

2 وضح اتجاه سريان الالكترونات عبر السلك الخارجي واتجاه حركة الايونات عبر الجسر الملحي المملوء بمحلول KNO_3

الجواب

1 - تفاعلات نصفي الخلية :

نصف تفاعل التاكسد / الانود $Cu \longrightarrow Cu^{+2} + 2e^{-}$

نصف تفاعل اختزال / الكاثود $2Ag^{+} + 2e^{-} \longrightarrow Ag$

2 - اتجاه سيريان الالكترونات : تسري الالكترونات عبر السلك الخارجي منطلقة من الانود (قطب النحاس) باتجاه الكاثود (قطب الفضة) .

اتجاه سريان الايونات : بينما تتحرك الايونات الموجبة K^{+} عبر الجسر الملحي باتجاه القطب السالب الكاثود والايونات السالبة (NO_3^{-}) باتجاه القطب الموجب الانود .

جهد الخلية الكلفانية

جهد القطب : هو فرق الجهد بين لوح العنصر ومحلول ايوناته ويرمز له (E) ، ويقاس بالفولت (V) .

يقسم جهد القطب الى قسمين :

جهد التاكسد : هو مقدار ميل المادة نحو فقدان الالكترونات

جهد الاختزال : هو مقدار ميل المادة نحو اكتساب الالكترونات

جهد الخليــة :

هــو اكبر قيمة لفرق الجهد الكهربائي بين القطبين في الخلية الكلفانية ، ويرمز لجهد الخلية بالرمز E_{cell} ويقاس بالفولت (V) ، وجهد الخلية يعتبر مقياس للقوة الدافعة للتفاعل الحاصل في الخلية .

✿ يـعتمد جهد الخليـــة علـى جهدي التأكسد والاختزال فان جهد الخلية يساوي المجموع الجبري لجهد تأكسد الانود و جهد اختزال الكاثود وعلى الشكل الاتي :

$$E_{Cell} = E_{anode} + E_{cathode}$$

ملاحظة

عند قياس جهد الخلية عند الظروف القياسية $25\ C^{\circ}$ وضغـط $1\ atm$ وعندما تكون التراكيز المولارية للايونات في محاليل القطبين تساوي (1 M) ، يسمى الجهـــد المقاس بجهد الخلية القياسي ويرمز له بالرمز E°_{Cell} . وتسمى جهود الاقطاب تحت نفس هــــذه الظروف بجهود الاقطاب القياسية ويرمز لها بالرمز E°_{anode} و $E^{\circ}_{cathode}$.

يمكن حساب جهد الخلية القياسي E°_{Cell} من العلاقة الاتية :

$$E^{\circ}_{Cell} = E^{\circ}_{anode} + E^{\circ}_{cathode}$$

حيث : E°_{Cell} جهد الخلية القياسي ، وحدة قياس جهد الخلية هي (V)

E°_{anode} جهد (تاكسد) الانود ، ويقاس بـ (V)

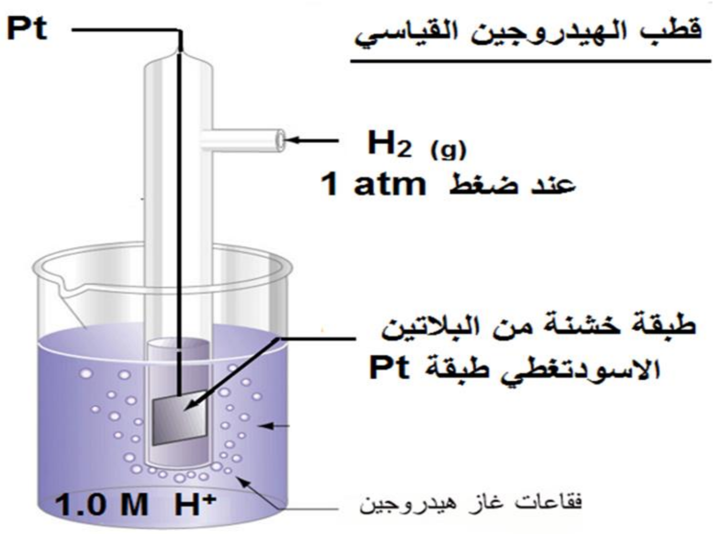
$E^{\circ}_{cathode}$ جهد (اختزال) الكاثود ، ويقاس بـ (V)

قياس جهود الاقطاب :

ان قياس جهد الخلية القياسي E°_{Cell} يتطلب قياس جهود اقطاب التأكسد والاختزال تحت الظروف القياسية ، لا يمكن قياس جهد القطب لوحــده وذلك لأنــه لا يمكن عمل خلية من قطب واحد ، لذا لابد من وجود قطب مرجع لقياس جهود الاقطاب الاخرى نسبة اليه . وهناك انواع مختلفة من الاقطاب يمكن استخدامها كاقطاب مرجعيـــــة و من اهمها قطب الهيدروجين القياسي .

قطب الهيدروجين القياسي (SHE)

يتكون هذا القطب من انبوبة زجاجية يمر بها غاز الهيدروجين على شكل فقاعات بضغط مقداره (1 atm) وعند درجة حرارة $25\ C^{\circ}$ في محلول يحتوي على ايونات H^{+} مثل محلول HCl بتركيز (1 M) . تحتوي الانبوبة الزجاجية في اسفلها على قطعة من البلاتين مغطاة بطبقة خشنة من البلاتين الاسود تربط بسلك بلاتيني يمر داخل الأنبوبة ليربطها بالدائرة الكهربائية .



ملاحظات

1 تم الاتفاق دولياً على افتراض ان يكون جهد قطب الهيدروجين القياسي = صفر (فولت) اي ($E^{\circ}_{H_2} = 0.0\ V$) .

2 يرمز لقطب الهيدروجين القياسي بالرمز (SHE) .

3 عندما يكون قطب الهيدروجين القياسي في الخلية (انود) يحصل عنده تفاعل اكسدة :

$$H_2 \rightarrow 2H^{+} + 2e^{-} \qquad E_{anode} = 0\ V$$

وعندما يكون (كاثود) يحصل عنده تفاعل اختزال :

$$2H^{+} + 2e^{-} \rightarrow H_2 \qquad E_{cathode} = 0\ V$$

4 يتحرر غاز الهيدروجين عند الكاثود في الخلية الفولتائية :

$$2H^{+}_{(aq)} + 2e^{-} \rightarrow H_{2\,(g)}$$

س / علل (وزاري 2014 الدور الثالث) :

استعمال عنصر البلاتين في صناعة قطب الهيدروجين القياسي ؟

الجواب / لانه مادة خاملة لا تعاني تاكسد واختزال ، لكنه يقوم بمهمتين :

أ - توفير سطح للقطب يمكن تفكك جزيئات الهيدروجين عليه .

ب - يوفر وسيلة لحدوث التوصيل الكهربائي مع الدائرة الخارجية .

س / علل (وزاري 2015 الدور الاول) :

اختيار قطب الهيدروجين القياسي كقطب مرجع لقياس جهود الاقطاب الاخرى لانه ....

الجواب / لانه عنصر نشاطه الكيميائي متوسط بين العناصر فيمكن استخدامه كقطب انود او كاثود .

س / علل (وزاري 2015 الدور الثاني) : وجود البلاتين الاسود في قطب الهيدروجين القياسي ؟

الجواب / أ - توفير سطح للقطب يمكن تفكك جزيئات الهيدروجين عليه .

ب - يوفر وسيلة لحدوث التوصيل الكهربائي مع الدائرة الخارجية .

جهود الاقطاب القياسية

يمكن استخدام قطب الهيدروجين القياسي لقياس الجهود القياسية للاقطاب الاخرى ، حيث يربط كل قطب من هذه الاقطاب على انفراد بقطب الهيدروجين القاسي لعمل خلية حيث يكون جهد الخلية القياسي مساوياً الى مجموع الجهد القياسي لقطب العنصر مضافا له جهد قطب الهيدروجين القياسي ، وبما ان قيمة جهد الهيدروجين القياسي (SHE) يساوي صفر ، فهذ يعني ان الجهد القياسي لقطب العنصر سيساوي جهد الخلية نفسها .

ملاحظة

تفاعل التاكسد هو عكس تفاعل الاختزال وبذلك فان قيمة جهد التاكسد تساوي قيمة جهد الاختزال بعكس الاشارة اي :

جهد الاختزال – = جهد التاكسد

اختزال (الكاثود) $E^{\circ}_{cathode} = + 0.34\ V$ $Cu^{+2} + 2e^{-} \longrightarrow Cu$

تاكسد (الانود) $E^{\circ}_{anode} = - 0.34\ V$ $Cu \longrightarrow Cu^{+2} + 2e^{-}$

مثال / خليـــة مكونة مـــن قطب الخارصين كأنـــود وقطب الهيدروجين ككاثود ، وعند قياس جهد الخلية وجد ان $E^\circ_{cell} = +0.763\ V$ احسب جهد الاختزال القياسي للخارصين .

الجواب /

$$E^\circ_{Cell} = E^\circ_{anode} + E^\circ_{cathode}$$

$$0.763 = E^\circ_{anode} + 0$$

(الخارصين) $E^\circ_{anode} = 0.763\ V$

هذا جهد تأكسد الخارصين لذا فان جهد اختزاله يكون بعكس الاشارة اي :

(جهد اختزال الخارصين) $E^\circ_{(Zn^{+2}/Zn)} = -E^\circ_{anode}$

(جهد اختزال الخارصين) $E^\circ_{(Zn^{+2}/Zn)} = -0.763\ V$

تمرين (4 – 4) في الكتاب خلية تتكون من قطب الهيدروجين كانود وقطب النحاس ككاثود احسب الجهد القياسي لقطب النحاس ، اذا علمت ان جهد الخلية القياسي $0.337\ V$.

الجواب

$H_2 \rightarrow 2H^+ + 2e^-$ $\qquad E^\circ_{anode} = 0\ V$

$Cu^{+2} + 2e^- \rightarrow Cu$ $\qquad E^\circ_{cathode} = ?$

$$E^\circ_{Cell} = E^\circ_{anode} + E^\circ_{cathode}$$

$$0.337 = 0 + E^\circ_{cathode}$$

(النحاس) $E^\circ_{cathode} = 0.337\ V$ → $E^\circ_{(Cu^{+2}/Cu)} = 0.337\ V$

ملاحظة

ان العنصر الذي يمتلك جهد اختزال عالي يكون عامل مؤكسد قوي (اي عامل مختزل ضعيف) والذي يمتلك جهد اختزال قليل يكون عامل مؤكسد ضعيف (اي عامل مختزل قوي)

سؤال (4 – 3) في الكتاب اي المواد في الازواج التالية هو الافضل كعامل مؤكسد تحت الظروف القياسية . اذا علمت ان جهود الاختزال القياسية $E^\circ_{(Br_2/Br^-)} = 1.07\ V$ ، $E^\circ_{(Au^{+3}/Au)} = 1.5\ V$ ، $E^\circ_{(Ag^+/Ag)} = 0.8\ V$ ، $E^\circ_{(Cd^{+2}/Cd)} = -0.4\ V$ ، $E^\circ_{(Cr^{+3}/Cr)} = -0.74\ V$

أ) Br_2 ام Au^{+3} . ب) H_2 ام Ag^+ . ج) Cd^{+2} ام Cr^{+3}

الجواب / أ- ان جهد الاختزال القياسي لـ Au^{+3} يساوي $+1.5\ V$ وهو اكبر من جهد الاختزال القياسي لـ Br_2 الذي يساوي $+1.07\ V$ لذا يعد Au^{+3} أفضل عامل مؤكسد و يعاني اختزال .

ب - جهد الاختزال القياسي لـ Ag^{+1} يساوي $+0.8\ V$ وهو اكبر من جهد الاختزال القياسي لـ H_2 الذي يساوي $0\ V$ لذا يعد Ag^{+1} أفضل عامل مؤكسد ويعاني اختزال .

ج - جهد الاختزال القياسي لـ Cd^{+2} يساوي $-0.4\ V$ وهو اكبر من جهد الاختزال القياسي لـ Cr^{+3} الذي يساوي $-0.74\ V$ لذا يعد Cd^{+2} أفضل عامل مؤكسد ويعاني اختزال .

حساب جهد الخلية القياسي

عند حساب جهد الخلية القياسي يجب مراعاة النقاط الاتية :

1 - يتم اختيار قطب الانود للعنصر الذي يمتلك اقل جهد اختزال قياسي (و نعكس اشارته) ، بينما يتم اختيار قطب الكاثود للعنصر الذي يمتلك اعلى جهد اختزال قياسي .

2 - يجب ان يكون عدد الالكترونات المفقودة عند قطب الانود مساوٍ لعدد الالكترونات المكتسبة عند قطب الكاثود ، وفي حال انها غير متساوية فيجب اخذ المضاعف المشترك الاصغر لاعداد الالكترونات حتى يتم حذفها من طرفي تفاعلات نصفي الخلية والحصول على التفاعل العام للخلية الخالي من الالكترونات .

ملاحظة : عند ضرب معادلات الاقطاب بعدد معين فان قيمة جهد القطب القياسي تبقى ثابتة لا تتغير .

مثال لتوضيح / $E^\circ_{(I_2/I^-)} = 0.53\ V$ $I_2 + 2e^- \rightarrow 2I^-$ (عند ضرب المعادلة x 2)

$E^\circ_{(I_2/I^-)} = 0.53\ V$ $2I_2 + 4e^- \rightarrow 4I^-$

س / علل (وزاري 2014 الدور الثاني / الخاص) :

عند مضاعفة تفاعل الاختزال او تفاعل التاكسد لا يضاعف جهد القطب ؟

الجواب / وذلك لان الجهد من الخواص المركزة التي لا تعتمد على كمية المادة المشتركة في التفاعل وانما يعتمد على التركيز المولاري لايونات محلول القطب .

3 - تفاعلات نصفي الخلية هي تفاعلات انعكاسية ، حيث يمكن لأي قطب ان يعمل كانود او ككاثود ، اعتماداً على الظروف التي يستعمل فيها .

4 - لحساب قيمة جهد الخلية القياسي E°_{Cell} نكتب :

أ - نصف تفاعل التأكسد (الانود) و امامه قيمة جهد التأكسد القياسية (حيث نحصل على قيمة جهد التاكسد من قيمة جهد الاختزال بعكس الاشارة لان القيم بالسؤال عادة تعطى لجهود الاختزال القياسية) .

ب - نصف تفاعل الاختزال (الكاثود) وامامه قيمة جهد الاختزال القياسية .

ثم نستخدم العلاقة لاتية لحساب E°_{Cell} :

$$E^\circ_{Cell} = E^\circ_{anode} + E^\circ_{cathode}$$

5 - اذا كانت قيمة جهد الخلية القياسي موجبة ($E^\circ_{Cell} = +$) تكون تفاعلات اقطاب الخلية **تلقائية** . اما اذا كانت قيمة جهد الخلية القياسي سالبة ($E^\circ_{Cell} = -$) فتكون تفاعلات اقطاب الخلية **غير تلقائية** .

ملاحظات حول اختيار قطب الانود والكاثود

في معظم المسائل يعطي اقطاب الخلية دون ان يحدد ايهما كاثود وايهما انود ، لذا يمكن اختيار الانود و الكاثود باتباع الاتي :

1 - اذا اعطى في السؤال معادلة التفاعل العام للخلية عندها يمكن اختيار قطب الانود والكاثود اعتماداً على اعداد التاكسد للعناصر ، فالعنصر الذي يزداد عدده التأكسدي يستخدم انود بينما العنصر الذي يقل عدده التأكسدي يستخدم كاثود . (بغض النظر عن قيم جهود الاختزال القياسية) .

2 - اذا لم يذكر في السؤال معادلة التفاعل العام للخلية عندها يمكن اختيار الانود و الاكاثود اعتماداً على قيم جهود الاختزال حيث يتم اختيار العنصر الذي يمتلك اقل جهد اختزال قياسي كقطب انود (و نعكس اشارته) ، بينما نختار العنصر الذي يمتلك اعلى جهد اختزال قياسي كقطب كاثود .

تمرين (4 – 5) في الكتاب احسب جهد الخلية القياسي لخلية تم عملها من قطب الكادميوم Cd المغمور في محلول 1 M من نترات الكادميوم وقطب الكروم Cr المغمور في 1 M نترات الكروم . اذا علمت ان جهود الاختزال القياسية : $E^\circ_{(Cd^{+2}/Cd)} = -0.4\ V$ ،، $E^\circ_{(Cr^{+3}/Cr)} = -0.74\ V$

الجواب نختار قطب الكاديوم ككاثود لانه يمتلك اعلى جهد اختزال قاسي ، بينما نختار قطب الكروم كانود

$$2Cr \rightarrow 2Cr^{+3} + \cancel{6e^-} \qquad E_{anode} = +0.74\ V$$

$$3Cd^{+2} + \cancel{6e^-} \rightarrow 3Cd \qquad E^\circ_{cathode} = -0.4\ V$$

$$2Cr + 3Cd^{+2} \rightarrow 2Cr^{+3} + 3Cd$$

$$E^\circ_{Cell} = E^\circ_{anode} + E^\circ_{cathode}$$

$$E^\circ_{Cell} = 0.74 + (-0.4)$$

$$E^\circ_{Cell} = 0.74 - 0.4$$

$$E^\circ_{Cell} = 0.34\ V$$

ملاحظة : في اغلب المسائل تعطى قيم جهود الاختزال القياسية للاقطاب ، لذا بعد تحديد قطب الانود للخلية نعكس اشارة جهد اختزاله المعطى في السؤال لنحصل على جهد تأكسده (E°_{anode}) .

تمرين (6 – 4) في الكتاب

هل يمكن حدوث كل من تفاعلات التأكسد والاختزال الممثلة بالمعادلات التالية تحت الظروف القياسية بشكل تلقائي ، اذا علمت ان جهود الاختزال القياسية : $E^\circ(Co^{+2}/Co) = -0.28\ V$

$E^\circ(Au^{+3}/Au) = 1.5\ V$ ، $E^\circ(Fe^{+2}/Fe) = -0.44\ V$ ، $E^\circ(Ni^{+2}/Ni) = -0.25\ V$

$$Ni_{(s)} + Co^{+2}_{(aq)} \rightarrow Ni^{+2}_{(aq)} + Co_{(s)}$$

$$3Fe_{(s)} + 2Au^{+3}_{(aq)} \rightarrow 3Fe^{+2}_{(aq)} + 2Au_{(s)}$$

الجواب

(1) $Ni_{(s)} + Co^{+2}_{(aq)} \rightarrow Ni^{+2}_{(aq)} + Co_{(s)}$

$Ni_{(s)} \rightarrow Ni^{+2}_{(aq)} + 2e^-$ $\quad E_{anode} = +0.25\ V$

$Co^{+2}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Co_{(s)}$ $\quad E^\circ_{cathode} = -0.28\ V$

$Ni_{(s)} + Co^{+2}_{(aq)} \rightarrow Ni^{+2}_{(aq)} + Co_{(s)}$

$E^\circ_{Cell} = E^\circ_{anode} + E^\circ_{cathode}$

$E^\circ_{Cell} = 0.25 + (-0.28)$

$E^\circ_{Cell} = 0.25 - 0.28 \rightarrow E^\circ_{Cell} = -0.03\ V$

بما ان قيمة جهد الخلية القياسي **سالبة** لذا فان التفاعل **غير تلقائي** .

(2) $3Fe_{(s)} + 2Au^{+3}_{(aq)} \rightarrow 3Fe^{+2}_{(aq)} + 2Au_{(s)}$

$3Fe_{(s)} \rightarrow 3Fe^{+2}_{(aq)} + 6e^-$ $\quad E_{anode} = +0.44\ V$

$2Au^{+3}_{(aq)} + 6e^- \rightarrow 2Au_{(s)}$ $\quad E^\circ_{cathode} = 1.5\ V$

$3Fe_{(s)} + 2Au^{+3}_{(aq)} \rightarrow 3Fe^{+2}_{(aq)} + 2Au_{(s)}$

$E^\circ_{Cell} = E^\circ_{anode} + E^\circ_{cathode}$

$E^\circ_{Cell} = 0.44 + 1.5 \rightarrow E^\circ_{Cell} = +1.94\ V$

بما ان قيمة جهد الخلية القياسي **موجبة** لذا فان التفاعل **تلقائي** .

ملاحظة : لكي يتحرر غاز الهيدروجين يجب ان تجري عملية الاختزال لأيوناته لذا يجب ان يكون كاثود :

$2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow H_{2\,(g)}$

بينما تتحرر الهالوجينات والاوكسجين عندما تتأكسد ايوناتها لذا يجب ان تكون انود :

(مثال على الهالوجينات الكلور) $2Cl^-_{(aq)} \rightarrow Cl_{2\,(g)} + 2e^-$

$2O^{-2}_{(aq)} \rightarrow O_{2\,(g)} + 4e^-$

سؤال (4 – 12) في الكتاب بين ايهما يحرر الهيدروجين الالمنيوم ام الذهب عند تفاعلها مع الحوامض المخففة . اذا علمت ان جهود الاختزال القياسية للالمنيوم $E^{\circ}\ (Al^{+3}/Al) = -1.66\ V$ ، وللذهب $E^{\circ}\ (Au^{+3}/Au) = 1.5\ V$.

الجواب

لكي يتحرر غاز الهيدروجين يجب ان تجري عملية اختزال لأيونات الهيدروجين (H^+) وعملية الاختزال تجري عند الكاثود (اي يتحرر الهيدروجين عند الكاثود) ، لذا يجب ان يكون الهيدروجين كاثود .
وعند النظر الى قيم جهود الاختزال القياسية لكل من الالمنيوم و الذهب :

$E^{\circ}_{Al^{+3}/Al} = -1.66\ V$

$E^{\circ}_{Au^{+3}/Au} = +1.5\ V$

نلاحظ ان جهد اختزال الالمنيوم ($-1.66\ V$) وهو اقل من جهد اختزال الهيدروجين [جهد اختزال الهيدروجين القياسي ي هو ($0\ V$)] لذا يسلك الهيدروجين كاثود مع قطب الالمنيوم حيث الالمنيوم يحرر الهيدروجين ، بينما جهد اختزال الذهب ($+1.5\ V$) وهو اكبر من جهد اختزال الهيدروجين اذا الذهب لا يمكن ان يستخدم كانود مع الهيدروجين لذا فان الذهب لا يحرر غاز الهيدروجين .

انود $2Al_{(s)} \longrightarrow 2Al^{+3}_{(aq)} + \cancel{6e^-}$ $E^{\circ}_{anode} = +1.66\ V$

كاثود $6H^+_{(aq)} + \cancel{6e^-} \longrightarrow 3H_{2\,(g)}$ $E^{\circ}_{cathode} = 0\ V$

التفاعل العام للخلية $2Al_{(s)} + 6H^+_{(aq)} \longrightarrow 2Al^{+3}_{(aq)} + 3H_{2\,(g)}$

$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{anode} + E^{\circ}_{cathode}$

$E^{\circ}_{cell} = +1.66 + 0$

$E^{\circ}_{cell} = +1.66\ V$

ان جهد الخلية موجب ($E^{\circ}_{cell} = +$) اي ان الخلية تعمل فيكون اختيار الالمنيوم Al لتحرير الهيدروجين صحيح

اما عند اختيار الذهب كقطب انود :

انود $2Au_{(s)} \longrightarrow 2Au^{+3}_{(aq)} + \cancel{6e^-}$ $E^{\circ}_{anode} = -1.5\ V$

كاثود $6H^+_{(aq)} + \cancel{6e^-} \longrightarrow 3H_{2\,(g)}$ $E^{\circ}_{cathode} = 0\ V$

التفاعل العام للخلية $2Au_{(s)} + 6H^+_{(aq)} \longrightarrow 2Au^{+3}_{(aq)} + 3H_{2\,(g)}$

$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{anode} + E^{\circ}_{cathode}$

$E^{\circ}_{cell} = -1.5 + 0$

$E^{\circ}_{cell} = -1.5\ V$

ان جهد الخلية سالب ($E^{\circ}_{cell} = -$) فان الخلية لا تعمل فاختيار الذهب لتحرير الهيدروجين غير صحيح .

ملاحظة : في المسائل التي يطلب فيها بيان امكانية حفظ محلول معين في اناء معدني عندها نختار الوعاء كانود ونعكس اشارة جهد اختزاله ، بينما نجعل المحلول كاثود ، ثم نحسب جهد الخلية القياسي (E°_{Cell}) فاذا كانت قيمة E°_{Cell} سالبة هذا يعني عدم حصول تفاعل بين المحلول والوعاء اي يمكن حفظ هذا المحلول في لوعاء اما اذا كانت قيمة E°_{Cell} موجبة فهذا يعني حصول تفاعل تلقائي بين المحلول والوعاء لذا لا يمكن حفظ هــذا المحلول في الوعاء .

تمهيدي 2014 + 2014 الدور الثاني

سؤال (4 – 16) في الكتاب

هل يمكن حفظ محلول ملح الطعام في اناء من النحاس ؟ علماً ان جهود الاختزال القياسية $E^\circ_{(Cu^{+2}/Cu)} = 0.34$ V ، $E^\circ_{(Na^{+}/Na)} = -2.7$ V .

الجواب / نجعل اناء النحاس قطب انود (و نغير اشارة جهد اختزاله) ، بينما تكون ايونات محلول الملح كاثود

انود $Cu \rightarrow Cu^{+2} + 2e^-$ $E^\circ_{anode} = -0.34$ V

كاثود $2Na^+ + 2e^- \rightarrow 2Na$ $E^\circ_{cathode} = -2.7$ V

التفاعل العام $Cu + 2Na^+ \rightarrow Cu^{+2} + 2Na$

$E^\circ_{cell} = E^\circ_{anode} + E^\circ_{cathode}$

$E^\circ_{cell} = -0.34 + (-2.7)$

$E^\circ_{cell} = -3.04$ V

ان اشارة جهد الخلية سالبة (E°_{cell} = —) لا يحصل تفاعل بين اناء النحاس ومحلول ملح الطعام لذا فان النحاس يصلح لحفظ المحلول .

وزاري 2014 د 1 + 2014 الدور 3 د

سؤال (4 – 17) في الكتاب

هل يمكن حفظ محلول كبريتات النحاس $CuSO_4$ في اناء من النيكل ام لا يمكن ذلك ؟ علماً ان جهود الاختزال القياسية $E^\circ_{(Ni^{+2}/Ni)} = -0.24$ V ، $E^\circ_{(Cu^{+2}/Cu)} = 0.34$ V

الجواب / نجعل اناء النيكل قطب انود (و نغير اشارة جهد اختزاله) ، بينما ايونات المحلول كاثود .

انود $Ni \longrightarrow Ni^{+2} + 2e^-$ $E^\circ_{anode} = +0.24$ V

كاثود $Cu^{+2} + 2e^- \longrightarrow Cu$ $E^\circ_{cathode} = 0.34$ V

التفاعل العام $Ni + Cu^{+2} \longrightarrow Ni^{+2} + Cu$

$E^\circ_{cell} = E^\circ_{anode} + E^\circ_{cathode}$

$E^\circ_{cell} = +0.24 + 0.34$

$E^\circ_{cell} = +0.58$ V

لا يمكن حفظ محلول كبريتات النحاس $CuSO_4$ في اناء النيكل .

لان قيمة جهد الخلية موجبة (E°_{cell} = +) اي ان التفاعل تلقائي بين ايونات المحلول واناء النيكل

سؤال وزاري 2013 الدور الاول

هل يمكن حفظ محلول نترات الكوبلت $Co(NO_3)_2$ في اناء مصنوع من الخارصين ام النحاس ؟ مع بيان السبب اذا علمت ان جهود الاختزال القياسية كلاتي :

$(E^\circ_{Cu^{+2}/Cu} = 0.34\ V)$ ، $(E^\circ_{Zn^{+2}/Zn} = -0.76\ V)$ ، $(E^\circ_{Co^{+2}/Co} = -0.28\ V)$

الجواب

✪ نجعل اناء الخارصين انود ، وايونات الكوبلت كاثود

انود $Zn \longrightarrow Zn^{+2} + 2e^-$ $E^\circ_{anode} = +0.76\ V$

كاثود $Co^{+2} + 2e^- \longrightarrow Co$ $E^\circ_{cathode} = -0.28\ V$

التفاعل العام $Zn + Co^{+2} \longrightarrow Zn^{+2} + Co$

$E^\circ_{cell} = E^\circ_{anode} + E^\circ_{cathode}$

$E^\circ_{cell} = +0.76 + (-0.28)$

$E^\circ_{cell} = +0.48\ V$

ان اشارة جهد الخلية سالبة ($E^\circ_{cell} = +$) اي التفاعل تلقائي بين اناء الخارصين ومحلول نترات الكوبلت لذا فان الخارصين **لا يصلح لحفظ** المحلول .

✪ نجعل اناء النحاس انود ، وايونات الكوبلت كاثود :

انود $Cu \longrightarrow Cu^{+2} + 2e^-$ $E^\circ_{anode} = -0.34\ V$

كاثود $Co^{+2} + 2e^- \longrightarrow Co$ $E^\circ_{cathode} = -0.28\ V$

التفاعل العام $Cu + Co^{+2} \longrightarrow Cu^{+2} + Co$

$E^\circ_{cell} = E^\circ_{anode} + E^\circ_{cathode}$

$E^\circ_{cell} = (-0.34) + (-0.28)$

$E^\circ_{cell} = -0.62\ V$

ان اشارة جهد الخلية سالبة ($E^\circ_{cell} = -$) التفاعل غير تلقائي اي لا يحصل تفاعل بين اناء النحاس ومحلول نترات الكوبلت لذا فان النحاس **يصلح لحفظ** المحلول .

انواع الاقطاب

1 - قطب فلز / ايون فلز :

يتكون هذا النوع من الاقطاب من غمر لوح من الفلز في محلول ايوناته ، مثال ذلك قطب الخارصين .
عند استخدام الخارصين كانود يكون تفاعل القطب بالشكل الاتي :

تأكسد (الانود) $Zn \rightarrow Zn^{+2} + 2e^{-}$

ويكون تفاعل القطب عند استخدامه ككاثود بالشكل الاتي :

اختزال (كاثود) $Zn^{+2} + 2e^{-} \rightarrow Zn$

2 - القطب الغازي :

يتكون هذا النوع من الاقطاب من ضخ غاز خلال انبوبه زجاجية بضغط معين داخل محلول يحتوي على ايونات ذلك الغاز . ولكون الغاز غير موصل للتيار الكهربائي يستخدم عادة سلك من البلاتين كعنصر خامل

(غاز الهيدروجين)

انود $H_2 \rightarrow 2H^{+} + 2e^{-}$

كاثود $2H^{+} + 2e^{-} \rightarrow H_2$

[اما الهالوجينات (F_2 ، Cl_2 ، Br_2 ، I_2) وغاز الاوكسجين (O_2)]

(للهالوجينات)

انود $2Br^{-} \rightarrow Br_2 + 2e^{-}$

كاثود $Br_2 + 2e^{-} \rightarrow 2Br^{-}$

(الاوكسجين)

انود $2O^{-2} \rightarrow O_2 + 4e^{-}$

كاثود $O_2 + 4e^{-} \rightarrow 2O^{-2}$

3 - اقطاب التأكسد والاختزال :

تتكون عادة من غمر سلك من البلاتين او عمود من الكرفيت في محلول يحتوي على ايونات عنصر له حالتي تأكسد مختلفتين . على سبيل المثال : غمر سلك من البلاتين في محلول يحتوي على ايونات Fe^{+2} و Fe^{+3} حيث تكتب تفاعلات القطب كالاتي :

انود $Fe^{+2} \rightarrow Fe^{+3} + e^{-}$

كاثود $Fe^{+3} + e^{-} \rightarrow Fe^{+2}$

التعبير عن الخلية الكلفانية كتابة

يكتب الانود في جهة اليسار والكاثود في جهة اليمين ويفصل بينهما خطين دلالة على الجسر الملحي بالشكل الاتي :

الكاثود كتابة ‖ الانود كتابة

ملاحظة : اذا كان القطب في ظروفه القياسية فان تركيز ايوناته يساوي (1 M) ، أي ان 1 M هو تركيز قياسي

كتابة الانود

1 - اذا كان الانود **قطب فلز** فيعبر عنه كتابة بالشكل الاتي : فلز | ايون فلز (1 M)

مثال : انود $Zn \rightarrow Zn^{+2} + 2e^-$

التعبير عنه كتابة $Zn \mid Zn^{+2}\ (1M)$

2 - اذا كان الانود **قطب غازي** فيعبر عنه كتابة بالشكل الاتي : Pt | غاز (1atm) | ايون (1 M)

مثال (1) : انود $H_2 \rightarrow 2H^+ + 2e^-$

التعبير عنه كتابة $Pt \mid H_2\ (1atm) \mid H^+\ (1M)$

مثال (2) : انود $2Br^- \rightarrow Br_2 + 2e^-$

التعبير عنه كتابة $Pt \mid Br_2\ (1atm) \mid Br^-\ (1M)$

3 - اذا كان الانود **قطب تأكسد واختزال** فيعبر عنه كتابة بالشكل الاتي :

Pt | ايون ذو جهد تأكسد اقل (1M) ; ايون ذو جهد تأكسد اعلى (1 M)

مثال : انود $Fe^{+2} \rightarrow Fe^{+3} + e^-$

التعبير عنه كتابة $Pt \mid Fe^{+2}\ (1M)\ ;\ Fe^{+3}\ (1M)$

كتابة الكاثود

1 - اذا كان الكاثود **قطب فلز** فيعبر عنه كتابة بالشكل الاتي : ايون فلز (1 M) | فلز

مثال : انود $Cu^{+2} + 2e^- \rightarrow Cu$

التعبير عنه كتابة $Cu^{+2}\ (1M) \mid Cu$

2 - اذا كان الكاثود **قطب غازي** فيعبر عنه كتابة بالشكل الاتي :

Pt | غاز (1atm) | (1 M) ايون

مثال (1) : انود $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$

التعبير عنه كتابة $H^+ \ (1M) \ | \ H_2 \ (1atm) \ | \ Pt$

مثال (2) : انود $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$

التعبير عنه كتابة $Cl^- \ (1M) \ | \ Cl_2 \ (1atm) \ | \ Pt$

3 - اذا كان الكاثود **قطب تأكسد واختزال** فيعبر عنه كتابة بالشكل الاتي :

Pt | (1 M) ايون ذو جهد تأكسد اقل ; (1M) ايون ذو جهد تأكسد اعلى

مثال : انود $Fe^{+3} + e^- \rightarrow Fe^{+2}$

التعبير عنه كتابة $Fe^{+3} \ (1M) \ ; \ Fe^{+2} \ (1M) \ | \ Pt$

مثال (4 – 6) في الكتاب : خلية كلفانية تفاعلها العام الاتي : $Zn + 2H^+ \rightarrow Zn^{+2} + H_2$
عبر عن الخلية كتابةً ثم اكتب تفاعلات نصفي الخلية .

الجواب

نصف تفاعل التأكسد (الانود) $Zn \rightarrow Zn^{+2} + 2e^-$

نصف تفاعل الاختزال (كاثود) $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$

التفاعل العام للخلية $Zn + 2H^+ \rightarrow Zn^{+2} + H_2$

التعبير عن الخلية كتابة بالشكل الاتي :

$$Zn \ | \ Zn^{+2} \ (1M) \ || \ H^+ \ (1M) \ | \ H_2 \ (1atm) \ | \ Pt$$

تمرين (4 – 7) في الكتاب : التفاعل العام لخلية كلفانية هو الاتي : $Cl_2 + 2Ag \rightarrow 2Cl^- + 2Ag^+$
عبر عن الخلية كتابةً عند الظروف القياسية ثم بين تفاعلي التأكسد والاختزال .

الجواب

تفاعل التأكسد عند الانود $2Ag \rightarrow 2Ag^+ + 2e^-$

تفاعل الاختزال عند كاثود $Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-$

التفاعل العام للخلية $Cl_2 + 2Ag \rightarrow 2Cl^- + 2Ag^+$

التعبير عن الخلية كتابة بالشكل الاتي :

$$Ag \ | \ Ag^+ \ (1M) \ || \ Cl^- \ (1M) \ | \ Cl_2 \ (1atm) \ | \ Pt$$

وزاري 2014 الدور الثاني / الخاص

تمرين (4 – 8) في الكتاب هل بإمكان محلول HCl اذابة فلز الفضة الموجودة في محلول يحتوي على ايون الفضة Ag^+ بتركيز (1 M) للخلية التالية ، علماً ان جهد الاختزال القياسي للفضة $E^\circ_{Ag^+/Ag} = +0.8\ V$ (معلومة : يقصد بذوبان الفلز في المحلول هي حدوث التفاعل بشكل تلقائي) .

$$Ag \,|\, Ag^+ (1\,M) \,\|\, H^+ (1M) \,|\, H_2 (1atm) \,|\, Pt$$

الجواب

$$2Ag \rightarrow 2Ag^+ + 2e^- \qquad E^\circ_{anode} = -0.8\ V$$
$$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2 \qquad E^\circ_{cathode} = 0\ V$$

$$2Ag + 2H^+ \rightarrow 2Ag^+ + H_2$$

$E^\circ_{cell} = E^\circ_{anode} + E^\circ_{cathode}$

$E^\circ_{cell} = -0.8 + 0$

$E^\circ_{cell} = -0.8\ V$

لا يمكن اذابة فلز الفضة لان قيمة جهد الخلية القياسي سالبة اي التفاعل غير تلقائي

سؤال (4 – 13) في الكتاب هل يجري تفاعل الخلية التالية المعبر عنها ادناه تلقائياً ام لا ؟ علماً ان جهود الاختزال القياسية $E^\circ_{(Fe^{+3}/Fe^{+2})} = +0.77\ V$ ، $E^\circ_{(Br_2/Br^-)} = +1.07\ V$.

$$Pt \,|\, Fe^{+2} (1\,M) ;\ Fe^{+3} (1\,M) \,\|\, Br^- (1\,M) \,|\, Br_2 (1atm) \,|\, Pt$$

الجواب

انود $2Fe^{+2}_{(aq)} \rightarrow 2Fe^{+3}_{(aq)} + 2e^-$ $\qquad E^\circ_{anode} = -0.77\ V$

كاثود $Br_2 + 2e^- \rightarrow 2Br^-_{(aq)}$ $\qquad E^\circ_{cathode} = +1.07\ V$

التفاعل العام للخلية $2Fe^{+2}_{(aq)} + Br_2 \rightarrow 2Fe^{+3}_{(aq)} + 2Br^-_{(aq)}$

$E^\circ_{cell} = E^\circ_{anode} + E^\circ_{cathode}$

$E^\circ_{cell} = -0.77 + 1.07$

$E^\circ_{cell} = +0.3\ V$

التفاعل يجري بشكل تلقائي لان جهد الخلية موجب (E°_{cell} = +) .

سؤال (4 – 28) في الكتاب / وزاري 2014 الدور الثاني

للخلية الاتيـــة : $Al \mid Al^{+3}\ (1\ M) \parallel Cd^{+2}\ (1\ M) \mid Cd$ ، اذا علمت ان جهد الخلية القياسي يساوي (1.26 V) وجهد الاختزال القياسي للكادميوم يساوي $E^\circ_{(Cd^{+2}/Cd)} = -0.40\ V$ ، احسب جهد الاختزال القياسي للالمنيوم ؟

الجواب

نكتب تفاعلات نصفي الخلية :

جهد تأكسد	$E^\circ_{anode} = ??\ V$	$Al_{(s)} \rightarrow Al^{+3}_{(aq)} + 3e^-$
جهد اختزال	$E^\circ_{cathode} = -0.4\ V$	$Cd^{+2}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cd_{(s)}$

لجعل الالكترونات المفقودة والمكتسبة متساوية نظرب معادلة الانود بالعدد (2) ومعادلة الكاثود بالعدد (3)

جهد تأكسد	$E^\circ_{anode} = ??\ V$	$2Al_{(s)} \rightarrow 2Al^{+3}_{(aq)} + \cancel{6e^-}$
جهد اختزال	$E^\circ_{cathode} = -0.4\ V$	$3Cd^{+2}_{(aq)} + \cancel{6e^-} \rightarrow 3Cd_{(s)}$
التفاعل العام للخلية		$2Al_{(s)} + 3Cd^{+2}_{(aq)} \rightarrow 2Al^{+3}_{(aq)} + 3Cd_{(s)}$

$E^\circ_{cell} = 1.26\ V$

$E^\circ_{cell} = E^\circ_{anode} + E^\circ_{cathode}$

$1.26 = E^\circ_{anode} + (-0.4)$

$E^\circ_{anode} = 1.26 + 0.4$

$E^\circ_{anode} = +1.66\ V$

هذا جهد تأكسد الألمنيوم (الانود) ، لكن المطلوب حساب جهد الاختزال لذا نعكس اشارة جهد التأكسد فنحصل على جهد الاختزال .

جهد الاختزال = – جهد التاكسد

(جهد اختزال) $E^\circ_{Al^{+3}/Al} = -E^\circ_{anode}$ (جهد تاكسد)

$E^\circ_{Al^{+3}/Al} = -1.66\ V$

العلاقة بين جهد E°_{cell} وطاقة كبس الحرة ΔG° وثابت الاتزان K_{eq}

جهد الخلية (V) x الشحنة الكلية (C) = الطاقة الكهربائية (J)

الشحنة الكلية (C) = $n\ (mol.e^-) \times F\ (C / mol.e^-)$

الطاقة الكهربائية = $n F E_{cell}$

الطاقة الكهربائية الناتجة من الخلايا الكلفانية ($n F E_{cell}$) تساوي طاقة كبس الحرة ΔG ولكن بعكس الاشارة اي :

ΔG = — الطاقة الكهربائية

$$\Delta G = - n F E_{cell}$$

حيث ΔG طاقة كبس الحرة (غير القياسية) تقاس بوحدة (J / mol) او (KJ / mol)

F ثابت فردي [**حفظ** $F = 96500\ (C / mol.e^-)$]

n عدد مولات الالكترونات (تقاس بـ $mol.e^-$)

E_{cell} جهد الخلية غير القياسي (يقاس بـالفولت V)

$$\Delta G^{\circ} = - n F E^{\circ}_{cell}$$

حيث ΔG° طاقة كبس الحرة القياسية تقاس بوحدة (J / mol) او (KJ / mol)

E°_{cell} جهد الخلية القياسي (يقاس بـالفولت V)

العلاقة بين الطاقة الحرة القياسية ΔG° وثابت الاتزان K_{eq} هي : $\Delta G^{\circ} = - R T \ln K_{eq}$ نعوض عن قيمة ΔG° في المعادلة $\Delta G^{\circ} = - n F E^{\circ}_{cell}$ نحصل على :

$$- n F E^{\circ}_{cell} = - R T \ln K_{eq}$$

وبترتيب المعادلة نحصل على المعادلة الاتية :

$$E^{\circ}_{cell} = \frac{R T}{n F} \ln K_{eq}$$

وبتبسيط المعادلة بالتعويض عن قيمة درجة الحرارة (T) 25 C° (298 K) وقيمة R = 8.314 J / K.mol وقيمة F = 96500 ($C / mol.e^-$) نحصل على العلاقة :

$$E^{\circ}_{cell} = \frac{0.026\ (V)}{n} \ln K_{eq}$$

حيث n تمثل عدد الالكترونات المفقودة او المكتسبة

سؤال (4 – 2) في الكتاب

احسب ثابت فراداي وبين وحداته .

الجواب

يعرف ثابت فاراداي بأنه شحنة مول واحد من الالكترونات ، ويحتوي المول الواحد من الفرداي (F) على عدد افوكادرو (N_A) أي (6.023×10^{23}) من الشحنات ، لذا فأن الفرداي (F) يساوي حاصل ضرب شحنة الالكترون في عدد افوكادرو .

شحنة الالكترون (e^-) X عدد افوكادرو (N_A) = الفرداي (F)

$$F = N_A \times e^-$$

حيث قيم

$$e^- = 1.602 \times 10^{-19}\ C$$

$$N_A = 6.023 \times 10^{23}\ mol^{-1}$$

$$F = 6.023 \times 10^{23}\ mol^{-1} \times 1.602 \times 10^{-19}\ C$$

$$F = 96488\ C / mol$$

تمرين (4 – 9) في الكتاب / تمهيدي 2013

احسب التغير في طاقة كبس الحرة القياسية لتفاعل الخلية القياسي الاتية عند درجة حرارة 25 C° .

$$3Hg_2^{+2}{}_{(aq)} + 2Cr_{(s)} \rightarrow 6Hg_{(l)} + 2Cr^{+3}{}_{(aq)}$$

اذا علمت ان جهود الاختزال القياسية $E^\circ_{Hg_2^{+2}/Hg} = +0.85\ V$ ، $E^\circ_{Cr^{+3}/Cr} = -0.74\ V$.

الجواب

$$2Cr \rightarrow 2Cr^{+3} + 6e^- \qquad E^\circ_{anode} = +0.74\ V$$

$$3Hg_2^{+2} + 6e^- \rightarrow 6Hg \qquad E^\circ_{cathode} = +0.85\ V$$

$$3Hg_2^{+2}{}_{(aq)} + 2Cr_{(s)} \rightarrow 6Hg_{(l)} + 2Cr^{+3}{}_{(aq)}$$

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{anode} + E^\circ_{cathode}$$

$$E^\circ_{cell} = 0.74 + 0.85$$

$$E^\circ_{cell} = 1.59\ V$$

$$\Delta G^\circ = -n F E^\circ_{cell}$$

$$\Delta G^\circ = -6 \times 96500 \times 1.59$$

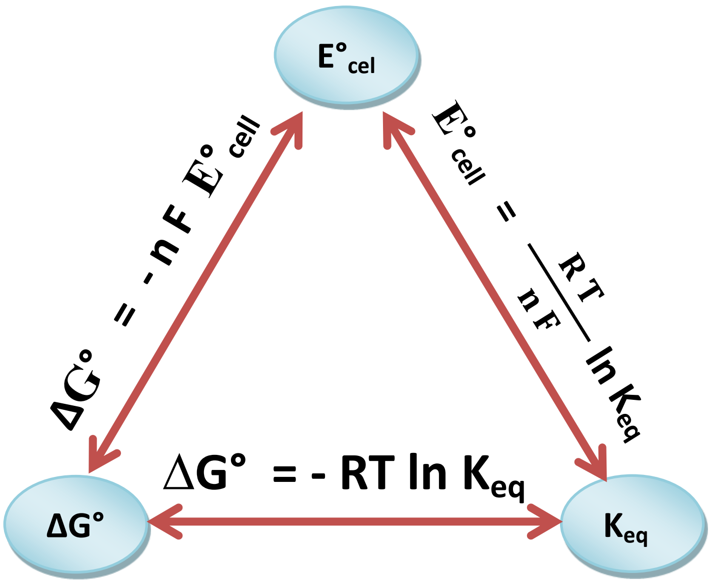
$$\Delta G^\circ = -920610\ (J / mol)$$

سؤال (4 – 4) في الكتاب

اكتب العلاقة التي تربط $\Delta G°$ مع K_{eq} و $E°_{cell}$ وعرف جميع الرموز التي تحتويها ؟

الجواب

العلاقة بين الطاقة الحرة القياسية $\Delta G°$ وجهد الخلية القياسي $E°_{cell}$ وثابت الاتزان K_{eq} .



حيث : $R = 8.314\ J / K.mol$ **ثابت الغـــــــاز**

$T = 298\ K$ **درجة الحرارة المطلقة**

$F = 96500\ C / mol$ **ثابت فـــــــردادي**

(n) تمثل عدد مولات الالكترونات المفقودة او المكتسبة .

تمرين (4 – 10) في الكتاب / وزاري 2015 د 3 لتفاعل الخلية القياسي التالي عند درجة حرارة $25\ C^{\circ}$.

$2Fe^{+3}_{(aq)} + 2I^{-}_{(aq)} \rightarrow 2Fe^{+2}_{(aq)} + I_{2\,(S)}$ اذا علمت ان جهود الاختزال القياسية

$E^{\circ}_{I_2/I^-} = +0.53\ V$ ، $E^{\circ}_{Fe^{+3}/Fe^{+2}} = 0.77\ V$ ، احسب :

أ - جهد الخلية القياسي . ب – طاقة كبس الحرة القياسية . ج - ثابت الاتزان .

الجواب

أ - حساب جهد الخلية القياسي E°_{cell} :

$2I^{-} \rightarrow I_2 + 2e^{-}$ $E^{\circ}_{anode} = -0.53\ V$

$2Fe^{+3} + 2e^{-} \rightarrow 2Fe^{+2}$ $E^{\circ}_{cathode} = +0.77\ V$

$$2Fe^{+3}_{(aq)} + 2I^{-}_{(aq)} \rightarrow 2Fe^{+2}_{(aq)} + I_{2\,(S)}$$

$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{anode} + E^{\circ}_{cathode}$

$E^{\circ}_{cell} = -0.53 + 0.77$

$E^{\circ}_{cell} = 0.24\ V$

ب - حساب طاقة كبس الحرة القياسية ΔG° :

$\Delta G^{\circ} = -n\,F\,E^{\circ}_{cell}$

$\Delta G^{\circ} = -\ 2 \times 96500 \times 0.24$

$\Delta G^{\circ} = -\ 46320\ (J/mol)$

ج - حساب ثابت الاتزان K_{eq} عند درجة حرارة $25\ C^{\circ}$:

$E^{\circ}_{cell} = \frac{0.026\ (V)}{n} \ln K_{eq}$

$0.24 = \frac{0.026}{2} \ln K_{eq}$

$0.24 = 0.013 \ln K_{eq}$

$\ln K_{eq} = \frac{0.24}{0.013}$

$\ln K_{eq} = 18.46$

نحول $\ln$ الى $\log$ باستخدام العلاقة :
$\ln K_{eq} = 2.3 \log K_{eq}$

$2.3 \log K_{eq} = 18.46$

$\log K_{eq} = \frac{18.46}{2.3}$

$\log K_{eq} = 8.02 \approx 8$ (نقسم الطرفين على $\log$)

$K_{eq} = \log^{-} 8$

$K_{eq} = 10^{8}$

سؤال (5 – 4) في الكتاب عند الظروف القياسية $25\ C^{\circ}$ وضغط 1 atm اي تفاعل سيجري تلقائياً في محلول مائي يحتوي على ايونات Ce^{+4} و Ce^{+3} و Fe^{+3} و Fe^{+2} ؟ احسب ΔG° مع K_{eq} لهذا التفاعل . اذا علمت ان جهود الاختزال القياسية $E^{\circ}_{Ce^{+4}/Ce^{+3}} = +1.61\ V$ ، $E^{\circ}_{Fe^{+3}/Fe^{+2}} = 0.77\ V$

الجواب

ان جهد اختزال السيريوم اكبر من جهد اختزال الحديد ، لذا نختار السيريوم كقطب كاثود والحديد قطب انود

(انود) $Fe^{+2} \longrightarrow Fe^{+3} + e^{-}$ $E^{\circ}_{anode} = -0.77\ V$

(كاثود) $Ce^{+4} + e^{-} \longrightarrow Ce^{+3}$ $E^{\circ}_{cathode} = +1.61\ V$

التفاعل العام للخلية $Fe^{+2} + Ce^{+4} \longrightarrow Fe^{+3} + Ce^{+4}$

$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{anode} + E^{\circ}_{cathode}$

$E^{\circ}_{cell} = -0.77 + 1.61 = 0.84\ V$

نحسب ΔG° **من العلاقة :** $\Delta G^{\circ} = -n\,F\,E^{\circ}_{cell}$

$\Delta G^{\circ} = -1 \times 96500 \times 0.84$

$\Delta G^{\circ} = -81060\ J/mol$

نحسب K_{eq} **من العلاقة :** $E^{\circ}_{cell} = \frac{0.026}{n} \ln k_{eq}$

حيث $n = 1$ **(عدد الالكترونات المفقودة او المكتسبة)**

$0.84 = \frac{0.026}{1} \ln K_{eq}$

$\ln K_{eq} = \frac{0.84}{0.026} = 32.3$

نحول ln الى log باستخدام العلاقة :
$\ln K_{eq} = 2.3 \log K_{eq}$

$2.3 \log K_{eq} = 32.3$ ⟶ $\log K_{eq} = \frac{32.3}{2.3}$

$\log K_{eq} = 14.04 \approx 14$

نقسم الطرفين على log :

$K_{eq} = \log^{-} 14$

$K_{eq} = 10^{14}$

سؤال (4 – 20) في الكتاب

لماذا يجب ان يكون جهد الخلية الكلفانية موجباً ؟

الجواب / اذا كان التفاعل تلقائي فان التغير في طاقة كبس ΔG أو ΔG° تكون قيمة سالبة (اي $\Delta G = -$ او $\Delta G^\circ = -$) ، ان ΔG و ΔG° ترتبط مع E_{cell} و E°_{cell} على التوالي بالعلاقات الاتية :

$$\Delta G = -n F E_{cell}$$

$$\Delta G^\circ = -n F E^\circ_{cell}$$

لذلك يجب ان تكون قيم E_{cell} او E°_{cell} قيم موجبة (اي $E_{cell} = +$ او $E^\circ_{cell} = +$) لتكون قيم ΔG او ΔG° سالبـــة .

سؤال (4 – 37) في الكتاب

احسب ثابت الاتزان للتفاعل الاتي :

$$Sn_{(s)} + Pb^{+2}_{(aq)} \rightarrow Sn^{+2}_{(aq)} + Pb_{(s)}$$

علماً ان جهود الاختزال القياسية $E^\circ_{Sn^{+2}/Sn} = -0.14\ V$ ، $E^\circ_{Pb^{+2}/Pb} = -0.13\ V$

الجواب

نكتب تفاعلات نصفي الخلية الانود (تأكسد) والكاثود (اختزال)

$Sn \rightarrow Sn^{+2} + 2e^-$ $\qquad E^\circ_{anode} = +0.14\ V$

$Pb^{+2} + 2e^- \rightarrow Pb$ $\qquad E^\circ_{cathode} = -0.13\ V$

التفاعل العام للخلية $\quad Sn + Pb^{+2} \rightarrow Sn^{+2} + Pb$

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{anode} + E^\circ_{cathode}$$

$$E^\circ_{cell} = 0.14 + (-0.13)$$

$$E^\circ_{cell} = 0.01\ V$$

نحسب ثابت الاتزان K_{eq} من العلاقة الاتية :

$$E^\circ_{cell} = \frac{0.026}{n} \ln K_{eq}$$

$$0.01 = \frac{0.026}{2} \ln K_{eq}$$

$$0.01 = 0.013 \ln K_{eq}$$

$$\ln K_{eq} = \frac{0.01}{0.013}$$

$$\ln K_{eq} = 0.8$$

نحول In الى log باستخدام العلاقة :
$\ln K_{eq} = 2.3 \log K_{eq}$

$$2.303 \log K_{eq} = 0.8$$

$$\log K_{eq} \frac{0.8}{2.3}$$

$$\log K_{eq} = 0.34$$

نقسم الطرفين على log :

$$K_{eq} = \log^{-1} (0.34)$$

$$K_{eq} = 2.2$$

حيث $\log 2.2 = 0.34$ فيكون $\log^- 0.34 = 2.2$

اعتماد جهد الخلية على التركيز (معادلة نيرنست)

معادلة نيرنست : هي العلاقة التي تربط جهد الخلية غير القياسي (E_{cell}) مع جهد الخلية لقياسي (E°_{cell}) عندما يكـــون احد او جميع المواد المشاركة ذات تراكيز لا تساوي الواحـد الصحيح وفي درجات حرارة مختلفة .

$$E_{cell} = E^{\circ}_{cell} - \frac{R\,T}{n\,F} \ln Q$$

حيث E_{cell} جهد الخلية غير القياسي

E°_{cell} جهد الخلية القياسي

R ثابت الغاز (R = 8.314 J / K. mol)

T درجة الحرارة بالكلفن (K) ، [T (K) = t(C°) + 273]

n عدد مولات الالكترونات المفقودة او المكتسبة والتي تحذف عند جمع تفاعلي نصفي الخلية .

F ثابت فرداي ($F = 96500\ C / mol.e^-$) .

Q حاصل القسمة حيث :

$$Q = \frac{[\text{تراكيز الايونات الناتجة}]^{n}}{[\text{تراكيز الايونات المتفاعلة}]^{n^-}}$$

n عدد مولات الايونات الناتجة في المعادلة الموزونة

n^- عدد مولات الايونات المتفاعلة في المعادلة الموزونة

وبتبسيط المعادلة بالتعويض عن قيمة درجة الحرارة (T) 25 C° (298 K) وقيمة R = 8.314 J / K.mol وقيمة $F = 96500\ (C / mol.e^-)$ نحصل على العلاقة :

$$E_{cell} = E^{\circ}_{cell} - \frac{0.026}{n} \ln Q$$

تستخدم هذه المعادلة عند درجة حرارة 25 C° فقط

ملاحظة : ان تراكيز المواد الصلبة والسائلة و كذلك فعالية الغاز في التفاعل العام للخلية يساوي الواحـد الصحيح مثلاً : [Cu] = 1 ، [Zn] = 1 ، $[H_2] = 1$ ، $[Cl_2] = 1$ ... الخ

ملاحظة : اذا لم يعطي في السؤال تركيز ايونات القطب ، لكنه ذكر العبارة " **القطب في ظروفه القياسية** " فهذا يعني ان تركيز الايونات يساوي (1 M)

سؤال (4 – 6) في الكتاب

اكتب معادلة نيرنست وعرف جميع الرموز التي تحتويها .

الجواب

معادلة نيرنست :

$$E_{cell} = E^{\circ}_{cell} - \frac{R\,T}{n\,F} \ln Q$$

معادلة نيرنست تربط جهد الخلية غير قياسي مع جهد الخلية القياسي وحاصل القسمة Q

حيث :

E_{cell}	جهد الخلية الغير قيلسي
E°_{cell}	جهد الخلية القياسي
Q	حاصل القسمة ($Q = \frac{\text{تراكيز الايونات الناتجة}}{\text{تراكيز الايونات المتفاعلة}}$)
R	ثابت الغاز (8.314 J / K.mol)
T	درجة الحرارة بالكلفن (عند 25C° تساوي 298 K)
F	ثابت فرداي (F = 96500 C/ mol)
n	عدد الالكترونات المفقودة من الانود او المكتسبة عند الكاثود ويتم حذفها عند جمع تفاعلات نصفي الخلية لايجاد التفاعل العام.

يمكن تبسيط معادلة نيرنست عند 25 C° (298 K) وعند التعويض عن ثابت فرداي F = 96500 وثابت الغاز R = 8.314 نحصل على :

$$E_{cell} = E^{\circ}_{cell} - \frac{0.026}{n} \ln Q$$

مثال (4 – 8) في الكتاب احسب جهد الخلية E_{cell} عند درجة الحرارة $25C^{\circ}$ للخلية التي تفاعلها العام :

$$2Ag^{+}_{(aq)} + Cu_{(s)} \rightarrow 2Ag_{(s)} + Cu^{+2}_{(aq)}$$

اذا علمت ان تراكيز الايونات $[Cu^{+2}] = 0.01\ M$ ، $[Ag^{+}] = 0.01\ M$ ، وجهود الاختزال القياسية $E^{\circ}_{Cu^{+2}/Cu} = +0.34\ V$ ، $E^{\circ}_{Ag^{+}/Ag} = +0.8\ V$ ،، علماً ان $\ln X = 2.3 \log X$

الجواب

نكتب تفاعلات نصفي الخلية :

$$Cu_{(s)} \rightarrow Cu^{+2}_{(aq)} + \cancel{2e^{-}} \qquad E^{\circ}_{anode} = -\ 0.34\ V$$

$$2Ag^{+}_{(aq)} + \cancel{2e^{-}} \rightarrow Ag_{(s)} \qquad E^{\circ}_{cathode} = 0.8\ V$$

التفاعل العام للخلية

$$2Ag^{+}_{(aq)} + Cu_{(s)} \rightarrow 2Ag_{(s)} + Cu^{+2}_{(aq)}$$

نحســـب E°_{cell} :

$$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{anode} + E^{\circ}_{cathode}$$

$$E^{\circ}_{cell} = -0.34 + 0.8$$

$$E^{\circ}_{cell} = 0.46\ V$$

نحسب E_{cell} من معادلة نيرنست عند $25\ C^{\circ}$:

$$E_{cell} = E^{\circ}_{cell} - \frac{0.026}{n} \ln \frac{[Cu^{+2}]}{[Ag^{+}]^{2}}$$

$$E_{cell} = 0.46 - \frac{0.026}{2} \ln \frac{0.01}{(0.01)^{2}} \rightarrow E_{cell} = 0.46 - 0.013 \ln \frac{10^{-2}}{10^{-4}}$$

$$E_{cell} = 0.46 - 0.013 \ln \frac{1}{10^{-2}} \rightarrow E_{cell} = 0.46 - 0.013 \ln 10^{2}$$

$$E_{cell} = 0.46 - 0.013 \times 2.3 \log 10^{2} \rightarrow E_{cell} = 0.46 - 0.03 \times 2$$

$$E_{cell} = 0.46 - 0.06$$

$$E_{cell} = 0.4\ V$$

تمرين (4 – 11) في الكتاب خلية كلفانية تتكون من قطب الخارصين كانود والهيدروجين ككاثود وجد ان E_{cell} للخلية تساوي 0.73 V عند درجة 25C° . افترض ان $[Zn^{+2}] = 0.1$ M وضغط غاز الهيدروجين 1 atm . احسب التركيز المولاري لايونات H^+ . اذا علمت ان $E^\circ_{Zn^{+2}/Zn} = -0.76$ V .
علماً ان $\ln X = 2.3 \log X$

الجواب

من ملاحظة جهود الاختزال القياسية نلاحظ جهد الاختزال القياسي للهيدروجين يساوي (0 V) وجهد الاختزال القياسي للخارصين يساوي (- 0.76 V) فان جهد اختزال الهيدروجين اكبر من جهد اختزال الخارصين لذا فيكون الهيدروجين قطب كاثود والخارصين قطب انود . نكتب تفاعلات نصفي الخلية :

$$Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + 2e^- \qquad E^\circ_{anode} = +0.76\ V$$

$$2H^+_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow H_{2\,(g)} \qquad E^\circ_{cathode} = 0\ V$$

التفاعل العام للخلية

$$Zn_{(s)} + 2H^+_{(aq)} \longrightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + H_{2\,(g)}$$

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{anode} + E^\circ_{cathode}$$

$$E^\circ_{cell} = 0.76 + 0$$

$$E^\circ_{cell} = 0.76\ V$$

نحسب تركيز $[H^+]$ من معادلة نيرنست (عند درجة حرارة 25 C) :

$$E_{cell} = E^\circ_{cell} - \frac{0.026}{n} \ln \frac{[Zn^{+2}]}{[H^+]^2}$$

$$0.73 = 0.76 - \frac{0.026}{2} \ln \frac{[0.1]}{[H^+]^2} \longrightarrow 0.73 - 0.76 = -0.013 \ln \frac{[0.1]}{[H^+]^2}$$

$$-0.03 = -0.013 \ln \frac{[0.1]}{[H^+]^2} \longrightarrow -0.03 = -0.013 \times 2.3 \log \frac{[0.1]}{[H^+]^2}$$

$$-0.03 = -0.03 \log \frac{[0.1]}{[H^+]^2} \longrightarrow \log \frac{[0.1]}{[H^+]^2} = \frac{-0.03}{-0.03}$$

$$\log \frac{[0.1]}{[H^+]^2} = 1$$ نقسم الطرفي على log

$$\frac{[0.1]}{[H^+]^2} = \log^{-} 1$$

$$\frac{[0.1]}{[H^+]^2} = 10^1 \longrightarrow [H^+]^2 = \frac{0.1}{10} \longrightarrow [H^+]^2 = 0.01 = 10^{-2}$$

$$[H^+] = 0.1\ M$$

تمرين (4 – 12) في الكتاب | تمهيدي 2016

احسب E°_{cell} و E_{cell} و ΔG للخلية الاتية :

$Mg \mid Mg^{+2}\,(0.05\ M) \parallel Sn^{+2}\,(0.04\ M) \mid Sn$ اذا علمت ان جهود الاختزال القياسية :

$E^\circ_{Sn^{+2}/Sn} = -0.14\ V$ ، $E^\circ_{Mg^{+2}/Mg} = -2.37\ V$.

علماً ان $\ln X = 2.3 \log X$ ، $\log 5 = 0.7$ و $\log 2 = 0.3$

الجواب

نكتب تفاعلات نصفي الخلية :

$$Mg_{(s)} \rightarrow Mg^{+2}_{(aq)} + \cancel{2e^-} \qquad E^\circ_{anode} = +2.37\ V$$

$$Sn^{+2}_{(aq)} + \cancel{2e^-} \rightarrow Sn_{(s)} \qquad E^\circ_{cathode} = -0.14\ V$$

التفاعل العام للخلية

$$Mg_{(s)} + Sn^{+2}_{(aq)} \rightarrow Mg^{+2}_{(aq)} + Sn_{(s)}$$

نحسب E°_{cell} :

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{anode} + E^\circ_{cathode}$$

$$E^\circ_{cell} = 2.37 + (-0.14)$$

$$E^\circ_{cell} = 2.23\ V$$

نحسب E_{cell} من معادلة نيرنست ($25\ C^\circ$) :

$$E_{cell} = E^\circ_{cell} - \frac{0.026}{n} \ln \frac{[Mg^{+2}]}{[Sn^{+2}]}$$

$$E_{cell} = 2.23 - \frac{0.026}{2} \ln \frac{0.05}{0.04} = 2.23 - 0.013 \ln \frac{5}{4}$$

نحول ln الى log :

$$\ln \frac{5}{4} = 2.3 \log \frac{5}{4}$$

$$E_{cell} = 2.23 - 0.013 \times 2.3 \log \frac{5}{4} = 2.23 - 0.03 (\log 5 - \log 4)$$

$$E_{cell} = 2.23 - 0.03 (\log 5 - \log 2 \times 2)$$

$$E_{cell} = 2.23 - 0.03 (\log 5 - (\log 2 + \log 2))$$

حيث $\log 5 = 0.7$

$\log 2 = 0.3$

$$E_{cell} = 2.23 - 0.03 (0.7 - (0.3 + 0.3))$$

$$E_{cell} = 2.23 - 0.03 (0.7 - 0.6)$$

$$E_{cell} = 2.23 - 0.03 (0.1) = 2.23 - 0.003$$

$$E_{cell} = 2.227\ V$$

نحسب ΔG من العلاقة :

$$\Delta G = -n F E_{cell} = -2 \times 96500 \times 2.227$$

$$\Delta G = -429811\ J/mol$$

سؤال (4 – 7) في الكتاب

احسب E°_{cell} و E_{cell} و ΔG لتفاعلات الخلايا الاتية :

$$Mg_{(s)} + Sn^{+2}_{(aq)} \rightarrow Mg^{+2}_{(aq)} + Sn_{(s)}$$

$[Mg^{+2}] = 0.05\ M$, $[Sn^{+2}] = 0.04\ M$

$$3Zn_{(s)} + 2Cr^{+3}_{(aq)} \rightarrow 3Zn^{+2}_{(aq)} + 2Cr_{(s)}$$

$[Cr^{+3}] = 0.01\ M$, $[Zn^{+2}] = 0.001\ M$

اذا علمت ان جهود الاختزال القياسية : $E^\circ_{Sn^{+2}/Sn} = -0.14\ V$ ، $E^\circ_{Mg^{+2}/Mg} = -2.37\ V$ ، $E^\circ_{Zn^{+2}/Zn} = -0.76\ V$ ، $E^\circ_{Cr^{+3}/Cr} = -0.74\ V$

علماً ان $\ln X = 2.3 \log X$ ، $\log 5 = 0.7$ و $\log 2 = 0.3$

الجواب

<u>الخلية الاولى :</u> $Mg_{(s)} + Sn^{+2}_{(aq)} \rightarrow Mg^{+2}_{(aq)} + Sn_{(s)}$

نكتب تفاعلات نصفي الخلية :

$Mg_{(s)} \rightarrow Mg^{+2}_{(aq)} + 2e^-$ $E^\circ_{anode} = +2.37\ V$

$Sn^{+2}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Sn_{(s)}$ $E^\circ_{cathode} = -0.14\ V$

التفاعل العام للخلية $Mg_{(s)} + Sn^{+2}_{(aq)} \rightarrow Mg^{+2}_{(aq)} + Sn_{(s)}$

نحسب E°_{cell} :

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{anode} + E^\circ_{cathode}$$
$$E^\circ_{cell} = 2.37 + (-0.14)$$
$$E^\circ_{cell} = 2.23\ V$$

نحسب E_{cell} من معادلة نيرنست ($25\ C^\circ$) :

$$E_{cell} = E^\circ_{cell} - \frac{0.026}{n} \ln \frac{[Mg^{+2}]}{[Sn^{+2}]}$$

$$E_{cell} = 2.23 - \frac{0.026}{2} \ln \frac{0.05}{0.04} = 2.23 - 0.013 \ln \frac{5}{4}$$

نحول ln الى log :
$$\ln \frac{5}{4} = 2.3 \log \frac{5}{4}$$

$$E_{cell} = 2.23 - 0.013 \times 2.3 \log \frac{5}{4} = 2.23 - 0.03 (\log 5 - \log 4)$$
$$E_{cell} = 2.23 - 0.03 (\log 5 - \log 2 \times 2)$$
$$E_{cell} = 2.23 - 0.03 (\log 5 - (\log 2 + \log 2))$$
$$E_{cell} = 2.23 - 0.03 (0.7 - (0.3 + 0.3))$$
$$E_{cell} = 2.23 - 0.03 (0.7 - 0.6)$$
$$E_{cell} = 2.23 - 0.03 (0.1) = 2.23 - 0.003$$
$$E_{cell} = 2.227\ V$$

حيث $\log 5 = 0.7$
$\log 2 = 0.3$

نحسب ΔG من العلاقة :

$$\Delta G = -nFE_{cell} = -2 \times 96500 \times 2.227$$
$$\Delta G = -429811\ J/mol$$

احيائي 2017

وزاري 2016 الدور الاول

الخلية الثانية : $3Zn_{(s)} + 2Cr^{+3}_{(aq)} \rightarrow 3Zn^{+2}_{(aq)} + 2Cr_{(s)}$

نكتب تفاعلات نصفي الخلية :

$3\,Zn_{(s)} \rightarrow 3\,Zn^{+2}_{(aq)} + 6e^-$ $\quad E^\circ_{anode} = +0.76\ V$

$2\,Cr^{+3}_{(aq)} + 6e^- \rightarrow 2\,Cr_{(s)}$ $\quad E^\circ_{cathode} = -0.74\ V$

التفاعل العام للخلية $3Zn_{(s)} + 2Cr^{+3}_{(aq)} \rightarrow 3Zn^{+2}_{(aq)} + 2Cr_{(s)}$

نحسب E°_{cell} :

$E^\circ_{cell} = E^\circ_{anode} + E^\circ_{cathode}$

$E^\circ_{cell} = 0.76 + (-0.74)$

$E^\circ_{cell} = 0.02\ V$

نحسب E_{cell} من معادلة نيرنست (درجة الحرارة $25\ C^\circ$) :

$$E_{cell} = E^\circ_{cell} - \frac{0.026}{n} \ln \frac{[Zn^{+2}]^3}{[Cr^{+3}]^2}$$

$$E_{cell} = 0.02 - \frac{0.026}{6} \ln \frac{[0.001]^3}{[0.01]^2} = 0.02 - 0.0043 \ln \frac{(10^{-3})^3}{(10^{-2})^2}$$

$$E_{cell} = 0.02 - 0.0043 \ln \frac{10^{-9}}{10^{-4}}$$

$$E_{cell} = 0.02 - 0.0043 \ln 10^{-5}$$

حيث $\ln 10^{-5} = 2.3 \log 10^{-5}$

$$E_{cell} = 0.02 - 0.0043 \times 2.3 \log 10^{-5} = 0.02 - 0.01 \log 10^{-5}$$

$$E_{cell} = 0.02 - 0.01 \times (-5) = 0.02 + 0.05$$

$$E_{cell} = 0.07\ V$$

نحسب ΔG من العلاقة :

$\Delta G = -\,n\,F\,E_{cell} = -\,6 \times 96500 \times 0.07$

$\Delta G = -\,40530\ \ J/mol$

سؤال (4 – 8) في الكتاب

احسب E°_{cell} للخلية المكونة من نصفي التفاعل Zn / Zn^{+2} و SHE .
كم سيكون جهد الخلية E_{cell} اذا كان $[Zn^{+2}] = 0.45\ M$ ، $P_{H_2} = 1\ atm$ ، $[H^+] = 1.8\ M$. اذا
علمت ان جهد الاختزال القياسي $E^{\circ}_{Zn^{+2}/Zn} = -0.76\ V$
علماً ان $\ln X = 2.3 \log X$ ، $\log 0.138 = -0.86$

الجواب

$$Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + 2e^- \qquad E^{\circ}_{anode} = +0.76\ V$$

$$2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow H_{2\,(g)} \qquad E^{\circ}_{cathode} = 0\ V$$

التفاعل العام للخلية

$$Zn_{(s)} + 2H^+_{(aq)} \rightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + H_{2\,(g)}$$

$$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{anode} + E^{\circ}_{cathode}$$

$$E^{\circ}_{cell} = 0.76 + 0$$

$$E^{\circ}_{cell} = 0.76\ V$$

نحسب E_{cell} من معادلة نيرنست :

$$E_{cell} = E^{\circ}_{cell} - \frac{0.026}{n} \ln \frac{[Zn^{+2}]}{[H^+]^2}$$

$$E_{cell} = 0.76 - \frac{0.026}{2} \ln \frac{[0.45]}{[1.8]^2} = 0.76 - 0.013 \ln 0.138$$

حيث $\ln 0.138 = 2.3 \log 0.138$

$$E_{cell} = 0.76 - 0.013 \times 2.3 \log 0.138 = 0.76 - 0.03 \log 0.138$$

حيث $\log 0.138 = -0.86$

$$E_{cell} = 0.76 - 0.03 \times (-0.86) = 0.76 + 0.0258$$

$$E_{cell} = 0.785\ V$$

ملاحظة (1) : يمكن حساب جهد القطب غير القياسي او حساب تركيز ايوناته باستخدام **معادلة نيرنست** :

$$E_{\text{للقطب}} = E^{\circ}_{\text{للقطب}} - \frac{0.026}{n} \ln Q$$

ملاحظة (2) : اذا كان المطلوب في السؤال حساب الجهد غير القياسي او حساب تركيز الايونات لقطب ما ، دون ان يحدد فيما اذا كان القطب انود ام كاثود ، عندها نعتبر **القطب كاثود** ونكتب له معادلة نصف تفاعل الاختزال ثم نستخرج جهده غير القياسي او تركيز ايوناته باستخدام علاقة نيرنست .

مثال / اكتب معادلة نيرنست لقطب الخارصين عند الظروف القياسية $25C^{\circ}$ و ضغط 1 atm .

الجواب / نصف تفاعل اختزال (كاثود) $Zn^{+2} + 2e^{-} \rightarrow Zn$

$$E_{Zn^{+2}/Zn} = E^{\circ}_{Zn^{+2}/Zn} - \frac{0.026}{n} \ln \frac{1}{[Zn^{+2}]}$$

سؤال (4 – 14) في الكتاب احسب جهد قطب غاز H_2 في $25\,C^{\circ}$ وضغط 1 atm اذا علمت ان PH محلوله الالكتروليتي = 1 ، علما ان $\ln 10 = 2.3$

الجواب

$$2H^{+} + 2e^{-} \rightarrow H_2$$

$$[H^{+}] = 10^{-PH} = 10^{-1}\ M$$

$$E_{H^+/H_2} = E^{\circ}_{H^+/H_2} - \frac{0.026}{n} \ln \frac{1}{[H^+]^2}$$

$$E_{H^+/H_2} = 0 - \frac{0.026}{2} \ln \frac{1}{[10^{-1}]^2}$$

$$E_{H^+/H_2} = -\ 0.013 \ln \frac{1}{10^{-2}}$$

$$E_{H^+/H_2} = -\ 0.013 \ln 10^{2} = -\ 0.013 \times 2 \ln 10$$ (حيث $\ln 10 = 2.3$)

$$E_{H^+/H_2} = -\ 0.013 \times 2 \times 2.3 = -\ 0.0598\ V$$

سؤال (4 – 21) في الكتاب احسب تركيز ايونات الخارصين في محلول قطب الخارصين اذا كان جهد اختزال الخارصين غير القياسي يساوي (-0.82 V) في درجة 25 C° . و جهد اختزاله القياسي $E°_{Zn^{+2}/Zn} = -0.76$ V . علماً ان $\ln X = 2.3 \log X$

الجواب نكتب تفاعل اختزال ايونات الخارصين الى فلز الخارصين :

$$Zn^{+2}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Zn_{(s)} \qquad E°_{Zn^{+2}/Zn} = -0.76\ V$$

درجة حرارة التفاعل 25C° (298 K) ، معادلة نيرنست :

$$E_{Zn^{+2}/Zn} = E°_{Zn^{+2}/Zn} - \frac{0.026}{n} \ln \frac{[Zn]}{[Zn^{+2}]}$$

$$-0.82 = -0.76 - \frac{0.026}{2} \ln \frac{1}{[Zn^{+2}]}$$

$$-0.82 + 0.76 = -0.013 \times \ln \frac{1}{[Zn^{+2}]}$$

$$-0.06 = -0.013 \times \ln \frac{1}{[Zn^{+2}]}$$

$$\ln \frac{1}{[Zn^{+2}]} = \frac{-0.06}{-0.013}$$

$$\ln \frac{1}{[Zn^{+2}]} = 4.61$$

حيث : $\ln \frac{1}{[Zn^{+2}]} = 2.3 \log \frac{1}{[Zn^{+2}]}$

$$2.3 \log \frac{1}{[Zn^{+2}]} = 4.61$$

$$\log \frac{1}{[Zn^{+2}]} = \frac{4.61}{2.3}$$

$$\log \frac{1}{[Zn^{+2}]} = 2$$

نقسم الطرفين على log

$$\frac{1}{[Zn^{+2}]} = \log^{-} 2$$

حيث $\log 10^2 = 2$ فيكون $\log^{-} 2 = 10^2$

$$\frac{1}{[Zn^{+2}]} = 10^2 = 100$$

$$[Zn^{+2}] = \frac{1}{100}$$

$$[Zn^{+2}] = 0.01\ M$$

سؤال (4 – 22) في الكتاب

احسب جهد خلية دانيال اذا علمت ان تركيز كبريتات الخارصين (0.1 M) وتركيز كبريتات النحاس (0.01 M) في درجة 25 C° . وان الجهد القياسي للخلية يساوي (1.10 V) ؟ علماً ان $\ln X = 2.3 \log X$

الجواب

نكتب تفاعل نصفي الخلية ، قطب الخارصين انود وقطب النحاس كاثود :

$Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + 2e^-$ انود (تاكسد)

$Cu^{+2}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu_{(s)}$ كاثود (اختزال)

$Zn_{(s)} + Cu^{+2}_{(aq)} \rightarrow Zn^{+2}_{(aq)} + Cu_{(s)}$ التفاعل العام للخلية

نحسب E_{cell} من معادلة نيرنست (عند درجة 25 C° , 298K) :

$$E_{cell} = E^\circ_{cell} - \frac{0.026}{n} \ln \frac{[Zn^{+2}]}{[Cu^{+2}]}$$

$$E_{cell} = 1.1 - \frac{0.026}{2} \ln \frac{[0.1]}{[0.01]}$$

$$E_{cell} = 1.1 - 0.013 \ln 10$$

حيث $\ln 10 = 2.3 \log 10$

$$E_{cell} = 1.1 - 0.013 \times 2.3 \log 10$$

$$E_{cell} = 1.1 - 0.03 \log 10$$

حيث $\log 10 = 1$

$$E_{cell} = 1.1 - 0.03 \times 1$$

$$E_{cell} = 1.1 - 0.03$$

$$E_{cell} = 1.07 \text{ V}$$

سؤال (4 – 24) في الكتاب | وزاري 2013 الدور الثالث

خلية كلفانية تفاعلها العام في درجة 25 C°

$Cu^{+2}_{(aq)}$ (0.01 M) + $Cd_{(s)}$ → $Cu_{(s)}$ + $Cd^{+2}_{(aq)}$ (0.1 M)

وجهدها القياسي يساوي (+0.74 V) . احسب التغير في الطاقة الحرة .

علماً ان $\ln X = 2.3 \log X$

الجواب

نكتب تفاعلات نصفي الخلية :

$Cd_{(s)} \rightarrow Cd^{+2}_{(aq)} + \cancel{2e^-}$ $\quad E^\circ_{anode}$

$Cu^{+2}_{(aq)} + \cancel{2e^-} \rightarrow Cu_{(s)}$ $\quad E^\circ_{cathode}$

التفاعل العام للخلية $Cd_{(s)} + Cu^{+2}_{(aq)} \rightarrow Cd^{+2}_{(aq)} + Cu_{(s)}$

نحسب E_{cell} من معادلة نيرنست (درجة الحرارة 25 C°) :

$$E_{cell} = E^\circ_{cell} - \frac{0.026}{n} \ln \frac{[Cd^{+2}]}{[Cu^{+2}]}$$

$$E_{cell} = 0.74 - \frac{0.026}{2} \ln \frac{[0.1]}{[0.01]}$$

$$E_{cell} = 0.74 - 0.013 \ln 10$$

حيث $\ln 10 = 2.3 \log 10$

$$E_{cell} = 0.74 - 0.013 \times 2.3 \log 10$$

$$E_{cell} = 0.74 - 0.03 \log 10$$

حيث $\log 10 = 1$ (حفظ)

$$E_{cell} = 0.74 - 0.03 \times 1$$

$$E_{cell} = 0.74 - 0.03$$

$$E_{cell} = 0.71 \text{ V}$$

نحسب التغير في الطاقة الحرة ΔG :

$$\Delta G = -nFE_{cell}$$

$$\Delta G = -2 \times 96500 \times 0.71$$

$$\Delta G = -137030 \text{ J/mol}$$

سؤال (4 – 25) في الكتاب

احسب التغير في الطاقة الحرة لتفاعل الخلية التالي في درجة $25\ C^{\circ}$:

$Mg \mid Mg^{+2}\ (1\ M) \parallel Br^{-}\ (0.1\ M) \mid Br_2\ (1\ atm) \mid Pt$

اذا علمت ان جهود الاختزال القياسية $E^{\circ}_{Mg^{+2}/Mg} = -2.37\ V$ ، $E^{\circ}_{Br_2/Br^-} = +1.07\ V$

علماً ان $\ln X = 2.3 \log X$

الجواب

نكتب تفاعلات نصفي الخلية :

$Mg_{(s)} \rightarrow Mg^{+2}_{(aq)} + 2e^-$ $\qquad E^{\circ}_{anode} = +2.37\ V$

$Br_{2\,(g)} + 2e^- \rightarrow 2\ Br^-_{(aq)}$ $\qquad E^{\circ}_{cathode} = +1.07\ V$

التفاعل العام للخلية $\qquad Mg_{(s)} + Br_{2\,(g)} \rightarrow Mg^{+2}_{(aq)} + 2\ Br^-_{(aq)}$

$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{anode} + E^{\circ}_{cathode}$

$E^{\circ}_{cell} = 2.37 + 1.07$

$E^{\circ}_{cell} = 3.44\ V$

نحسب E_{cell} من معادلة نيرنست (درجة الحرارة $25\ C^{\circ}$) :

(تركيز الصلب $Mg_{(s)}$ والغاز $Br_{2\,(g)}$ = 1)

$$E_{cell} = E^{\circ}_{cell} - \frac{0.026}{n} \ln \frac{[Mg^{+2}][Br^-]^2}{[Mg][Br_2]}$$

$$E_{cell} = 3.44 - \frac{0.026}{2} \ln \frac{[1][0.1]^2}{[1][1]} = 3.44 - 0.013 \ln 10^{-2}$$

حيث $\ln 10^{-2} = 2.3 \log 10^{-}$

$$E_{cell} = 3.44 - 0.013 \times 2.3 \log 10^{-2} = 3.44 - 0.03 \log 10^{-2}$$

حيث $\log 10^{-2} = -2$

$$E_{cell} = 3.44 - 0.03 \times (-2) = 3.44 + 0.06$$

$$E_{cell} = 3.5\ V$$

نحسب التغير في الطاقة الحرة ΔG :

$\Delta G = -n\,F\,E_{cell}$

$\Delta G = -2 \times 96500 \times 3.5$

$\Delta G = -675500\ J/mol$

سؤال (4 – 26) في الكتاب ما مقدار التغير في الطاقة الحرة للخلية التالية في درجة 25 C° علماً ان $K_{eq} = 2.3 \times 10^4$ وان التفاعل العام لهذه الخلية :

$$2H^+_{(aq)}\ (1\ M) + Pb_{(s)} \rightarrow H_{2(g)} + Pb^{+2}_{(aq)}\ (0.01\ M)$$

علماً ان $\ln X = 2.3 \log X$ ، $\log 2.3 = 0.36$

الجواب

نكتب تفاعلات نصفي الخلية :

$$Pb_{(s)} \rightarrow Pb^{+2}_{(aq)} + 2e^-$$

$$2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow H_{2\ (g)}$$

التفاعل العام للخلية

$$Pb_{(s)} + 2H^+_{(aq)} \rightarrow Pb^{+2}_{(aq)} + H_{2\ (g)}$$

نحسب E°_{cell} من ثابت الاتزان K_{eq} (درجة الحرارة 25 C°) :

$$E^\circ_{cell} = \frac{0.026}{n} \ln K_{eq}$$

$$E^\circ_{cell} = \frac{0.026}{2} \ln 2.3 \times 10^4 = 0.013 \ln 2.3 \times 10^4$$

حيث : $\ln 2.3 \times 10^4 = 2.3 \log 2.3 \times 10^4$

$$E^\circ_{cell} = 0.013 \times 2.3 \log 2.3 \times 10^4 = 0.03 (\log 2.3 + \log 10^4)$$

حيث $\log 2.3 = 0.36$

$$E^\circ_{cell} = 0.03 (0.36 + 4) = 0.03 \times 4.36$$

$$E^\circ_{cell} = 0.13\ V$$

نحسب E_{cell} من معادلة نيرنست (درجة الحرارة 25 C°) :

$$E_{cell} = E^\circ_{cell} - \frac{0.026}{n} \ln \frac{[Pb^{+2}]}{[H^+]^2}$$

$$E_{cell} = 0.13 - \frac{0.026}{2} \ln \frac{[0.01]}{[1]^2}$$

$$E_{cell} = 0.13 - 0.013 \ln 0.01$$

حيث $\ln 10^{-2} = 2.3 \log 10^{-2}$

$$E_{cell} = 0.13 - 0.013 \times 2.3 \log 10^{-2} \rightarrow E_{cell} = 0.13 - 0.03 \log 10^{-2}$$

$$E_{cell} = 0.13 - 0.03 \times (-2) \rightarrow E_{cell} = 0.13 + 0.06$$

$$E_{cell} = 0.19\ V$$

نحسب التغير في الطاقة الحرة ΔG :

$$\Delta G = -n F E_{cell}$$

$$\Delta G = -2 \times 96500 \times 0.19$$

$$\Delta G = -36670\ J/mol$$

سؤال (4 – 27) في الكتاب خلية فولتائية في درجة $25\ C^\circ$ تفاعلها العام :

$Sn^{+2}_{(aq)} + Ni_{(s)} \rightarrow Sn_{(s)} + Ni^{+2}_{(aq)}$ اذا علمت ان جهد الخلية غير القياسي يساوي ($+0.17\ V$).
احسب تركيز ايونات النيكل Ni^{+2} ، علما ان قطب القصدير في ظروفه القياسية وجهود الاختزال :
$E^\circ_{Sn^{+2}/Sn} = -0.14\ V$ و $E^\circ_{Ni^{+2}/Ni} = -0.25\ V$. علماً ان $\ln X = 2.3 \log X$

الجواب

نكتب تفاعلات نصفي الخلية :

$Ni_{(s)} \rightarrow Ni^{+2}_{(aq)} + 2e^-$ $\quad E^\circ_{anode} = +0.25\ V$

$Sn^{+2}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Sn_{(s)}$ $\quad E^\circ_{cathode} = -0.14\ V$

التفاعل العام للخلية $Ni_{(s)} + Sn^{+2}_{(aq)} \rightarrow Ni^{+2}_{(aq)} + Sn_{(s)}$

$E^\circ_{cell} = E^\circ_{anode} + E^\circ_{cathode}$

$E^\circ_{cell} = 0.25 + (-0.14)$

$E^\circ_{cell} = 0.11\ V$

نحسب تركيز $[Ni^{+2}]$ **من معادلة نيرنست (درجة الحرارة** $25\ C^\circ$) :

$$E_{cell} = E^\circ_{cell} - \frac{0.026}{n} \ln \frac{[Ni^{+2}]}{[Sn^{+2}]}$$

$$0.17 = 0.11 - \frac{0.026}{2} \ln \frac{[Ni^{+2}]}{[1]}$$

$$0.17 = 0.11 - 0.013 \ln [Ni^{+2}]$$

$$0.17 - 0.11 = -0.013 \ln [Ni^{+2}]$$

$$0.06 = -0.013 \ln [Ni^{+2}]$$

حيث $\ln [Ni^{+2}] = 2.3 \log [Ni^{+2}]$

$$0.06 = -0.013 \times 2.3 \log [Ni^{+2}]$$

$$0.06 = -0.03 \log [Ni^{+2}]$$

نقسم الطرفين على log

$$\log [Ni^{+2}] = \frac{0.06}{(-0.03)} \rightarrow \log [Ni^{+2}] = -2$$

$$[Ni^{+2}] = \log^{-}(-2)$$

حيث $\log 10^{-2} = -2$ **فيكون** $\log^{-}(-2) = 10^{-2}$

$[Ni^{+2}] = 10^{-2} = 0.01\ mol/L$

سؤال (4 – 29) في الكتاب خلية كلفانية في درجة 25 C° احد قطبيها هو الهيدروجين وبضغط 1 atm من غاز الهيدروجين والاخر قطب النيكل تركيز ايوناته فيه 0.01 M ؟ احسب الاس الهيدروجيني (PH) لمحلول قطب الهيدروجين اذا علمت ان مقدار الطاقة الحرة لتفاعل الخلية - 48.25 KJ / mol وان جهد اختزال قطب النيكل القياسي - 0.25 V ؟ علماً ان ln X = 2.3 log X

الجواب

من ملاحظة جهود الاختزال القياسية نلاحظ جهد الاختزال القياسي للهيدروجين يساوي (0 V) وجهد الاختزال القياسي للنيكل يساوي (- 0.25 V) فان جهد اختزال الهيدروجين اكبر من جهد اختزال النيكل لذا فيكون الهيدروجين قطب كاثود والنيكل قطب انود . نكتب تفاعلات نصفي الخلية :

$$Ni_{(s)} \rightarrow Ni^{+2}_{(aq)} + \cancel{2e^-} \qquad E^\circ_{anode} = +0.25\ V$$

$$2H^+_{(aq)} + \cancel{2e^-} \rightarrow H_{2\,(g)} \qquad E^\circ_{cathode} = 0\ V$$

التفاعل العام للخلية

$$Ni_{(s)} + 2H^+_{(aq)} \rightarrow Ni^{+2}_{(aq)} + H_{2\,(g)}$$

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{anode} + E^\circ_{cathode}$$

$$E^\circ_{cell} = 0.25 + 0$$

$$E^\circ_{cell} = 0.25\ V$$

نحول وحدة الطاقة من (KJ) الى (J) :

$$\Delta G = -\ 48.25 \times 1000 = -\ 48250\ J / mol$$

$$\Delta G = -\,n\,F\,E_{cell}$$

$$-\ 48250 = -\ 2 \times 96500 \times E_{cell}$$

$$E_{cell} = \frac{48250}{193000} = 0.25\ V$$

نحسب تركيز [H⁺] من معادلة نيرنست (عند درجة حرارة 25 C) :

$$E_{cell} = E^\circ_{cell} - \frac{0.026}{n} \ln \frac{[Ni^{+2}]}{[H^+]^2}$$

$$0.25 = 0.25 - \frac{0.026}{2} \ln \frac{[0.01]}{[H^+]^2}$$

$$0.25 - 0.25 = -\ 0.013 \ln \frac{[0.01]}{[H^+]^2}$$

تكملة الحل

$$0 = -0.013 \ \ln \frac{[0.01]}{[H^+]^2}$$

$$\ln \frac{[0.01]}{[H^+]^2} = \frac{0}{(-0.013)}$$

$$\ln \frac{[0.01]}{[H^+]^2} = 0$$

حيث $\ln \frac{[0.01]}{[H^+]^2} = 2.3 \ \log \frac{[0.01]}{[H^+]^2}$

$$2.3 \ \log \frac{[0.01]}{[H^+]^2} = 0$$

نقسم الطرفين على log

$$\log \frac{[0.01]}{[H^+]^2} = \frac{0}{2.3}$$

$$\log \frac{[0.01]}{[H^+]^2} = 0$$

$$\frac{[0.01]}{[H^+]^2} = \log^{-} \ 0$$

حيث $\log 1 = 0$ فيكون $\log^{-} \ 0 = 1$

$$\frac{[0.01]}{[H^+]^2} = 1$$

$$[H^+]^2 = \frac{0.01}{1} = 0.01$$

$$[H^+] = 0.1 \ \ mol / L$$

$$PH = -\log [H^+]$$

$$PH = -\log 10^{-1}$$

$$PH = 1$$

سؤال (4 – 30) في الكتاب اذا علمت ان جهد الخلية الاتية :

$Sn \mid Sn^{+2}(?\,M) \parallel Ag^{+}(1\,M) \mid Ag$ ، عند درجة $25\,C^{\circ}$ يساوي 0.9992 فولت ، جد تركيز ايونات القصدير (Sn^{+2}) في محلول القطب علما ان قطب الفضة في ظروفه القياسية وجهود الاختزال القياسية $E^{\circ}_{Sn^{+2}/Sn} = -0.14\ V$ و $E^{\circ}_{Ag^{+}/Ag} = +0.80\ V$. علماً ان $\ln X = 2.3 \log X$

الجواب

نكتب تفاعلات نصفي الخلية :

$$Sn_{(s)} \rightarrow Sn^{+2}_{(aq)} + \cancel{2e^-} \qquad E^{\circ}_{anode} = +0.14\ V$$

$$2Ag^{+1}_{(aq)} + \cancel{2e^-} \rightarrow 2Ag_{(s)} \qquad E^{\circ}_{cathode} = +0.8\ V$$

التفاعل العام للخلية

$$Sn_{(s)} + 2Ag^{+1}_{(aq)} \rightarrow Sn^{+2}_{(aq)} + 2Ag_{(s)}$$

$$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{anode} + E^{\circ}_{cathode}$$

$$E^{\circ}_{cell} = 0.14 + 0.8$$

$$E^{\circ}_{cell} = 0.94\ V$$

نحسب تركيز $[Sn^{+2}]$ من معادلة نيرنست (درجة الحرارة $25\,C^{\circ}$) :

$$E_{cell} = E^{\circ}_{cell} - \frac{0.026}{n} \ln \frac{[Sn^{+2}]}{[Ag^{+1}]^2}$$

$$0.9992 = 0.94 - \frac{0.026}{2} \ln \frac{[Sn^{+2}]}{[1]^2}$$

$$0.9992 - 0.94 = -\ 0.013 \ln [Sn^{+2}]$$

$$0.0592 = -\ 0.013 \ln [Sn^{+2}]$$

حيث $\ln [Sn^{+2}] = 2.3 \log [Sn^{+2}]$

$$0.0592 = -\ 0.013 \times 2.3 \log [Sn^{+2}]$$

$$0.0592 = -\ 0.03 \log [Sn^{+2}]$$

نقسم الطرفين على log

$$\log [Sn^{+2}] = \frac{0.0592}{(-0.03)} \Rightarrow \log [Sn^{+2}] = -2$$

$$[Sn^{+2}] = \log^{-}(-2)$$

حيث $\log 10^{-2} = -2$ فيكون $\log^{-}(-2) = 10^{-2}$

$$[Sn^{+2}] = 10^{-2} = 0.01\ mol/L$$

سؤال (4 – 39) في الكتاب خفف محلول قطب الكاثود لخلية دانيال القياسي بالماء المقطر فأنخفض جهد القطب بمقدار 0.0592 V عن جهده القياسي . احسب تركيز ايونات القطب حينئذ .

اذا علمت ان $\ln 100 = 4.6$

الجواب

في خلية دانيال قطب النحاس هو قطب الكاثود : $Cu^{+2} + 2e^{-} \rightarrow Cu$

من منطوق السؤال ان جهد القطب غير القياسي انخفض بمقدار 0.0592 V عن الجهد القياسي بعد عملية التخفيف اي :

$$E_{Cu^{+2}/Cu} = E^{\circ}_{Cu^{+2}/Cu} - 0.0592$$

معادلـــة نيرنست :

$$E_{Cu^{+2}/Cu} = E^{\circ}_{Cu^{+2}/Cu} - \frac{0.026}{n} \ln \frac{1}{[Cu^{+2}]}$$

$$E^{\circ}_{Cu^{+2}/Cu} - 0.0592 = E^{\circ}_{Cu^{+2}/Cu} - \frac{0.026}{2} \ln \frac{1}{[Cu^{+2}]}$$

$$E^{\circ}_{Cu^{+2}/Cu} - E^{\circ}_{Cu^{+2}/Cu} - 0.0592 = -0.013 \ln \frac{1}{[Cu^{+2}]}$$

$$0 - 0.0592 = -0.013 \ln \frac{1}{[Cu^{+2}]} \rightarrow -0.0592 = -0.013 \ln \frac{1}{[Cu^{+2}]}$$

$$\ln \frac{1}{[Cu^{+2}]} = \frac{-0.0592}{-0.013}$$

حيث : $\ln 100 = 4.6$

$$\ln \frac{1}{[Cu^{+2}]} = 4.6$$

$$2.3 \log \frac{1}{[Cu^{+2}]} = 4.6 \rightarrow \log \frac{1}{[Cu^{+2}]} = \frac{4.6}{2.3}$$

$$\log \frac{1}{[Cu^{+2}]} = 2$$

نقسم الطرفين على log

$$\frac{1}{[Cu^{+2}]} = \log^{-} 2 \rightarrow \frac{1}{[Cu^{+2}]} = 10^{2} \rightarrow [Cu^{+2}] = 10^{-2}$$

$$[Cu^{+2}] = 0.01\ M$$

سؤال (4 – 40) في الكتاب اذا علمت ان جهود الاختزال القياسية لـ $E^{\circ}_{Zn^{+2}/Zn} = -0.76\ V$ و لـ $E^{\circ}_{Ag^{+}/Ag} = 0.8\ V$ اجب عن ما يأتي :

1 - ماذا نتوقع اذا علمت خلية فولتائية تحتوي على لوحي من الخارصين والفضة في محاليل من الكتروليتاتهم تركيز كل منهما 1 M ، اي من اللوحين تقل كتلته وأي منه سوف تزداد كتلته ولماذا ؟

2 - ما قيمة الطاقة الحرة الخلية فولتائية متكونة من قطب الخارصين القياسي وقطب الفضة في محلول من ايونات الفضة تركيزه 0.1 M . اذا علمت ان $\ln 100 = 4.6$

الجواب

(1) ان جهد اختزال الفضة اكبر من جهد اختزال الخارصين فيكون الفضة قطب كاثود والخارصين انود

انود $Zn \rightarrow Zn^{+2} + \cancel{2e^-}$ $\qquad E^{\circ}_{anode} = +0.76\ V$

كاثود $2Ag^{+} + \cancel{2e^-} \rightarrow 2\,Ag$ $\qquad E^{\circ}_{cathode} = 0.8\ V$

التفاعل العام للخلية $Zn + 2Ag^{+} \rightarrow Zn^{+2} + 2\,Ag$

$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{anode} + E^{\circ}_{cathode}$

$E^{\circ}_{cell} = 0.76 + 0.8$

$E^{\circ}_{cell} = +1.56\ V$

)) **لوح الخارصين تقل كتلته ولوح الفضة تزداد كتلته** ((

لان جهد الخلية القياسي موجب اي التفاعل يحـدث بشكل تلقائي لذا فان الخارصين تقـل كتلته لانه يعاني تاكسد حيث تتحول ذراته الى ايونات في المحلول ، بينما الفضة تزداد كتلته لانه يعاني اختزال وتتحول ايوناته الى ذرات تترسب على سطح الفضة .

(2) **حساب الطاقة الحرة** ΔG :

نحسب E_{cell} من معادلة نيرنست (درجة الحرارة $25\ C^{\circ}$) :

$$E_{cell} = E^{\circ}_{cell} - \frac{0.026}{n} \ln \frac{[Zn^{+2}]}{[Ag^{+}]^2}$$

$$E_{cell} = 1.56 - \frac{0.026}{2} \ln \frac{1}{(0.1)^2}$$

$E_{cell} = 1.56 - 0.013\ \ln 100$

$E_{cell} = 1.56 - 0.013 \times 4.6$

$E_{cell} = 1.56 - 0.06$

$E_{cell} = 1.5\ V$

حيث : $\ln 100 = 4.6$

نحسـب التغير في الطاقة الحرة ΔG :

$\Delta G = -n F E_{cell}$

$\Delta G = -2 \times 96500 \times 0.15$

$\Delta G = -289500\ J/mol$

الخلايا الالكتروليتية

هي الخلايا المستهلكة للتيار الكهربائي وفيها تتحول الطاقة الكهربائية الى طاقة كيميائية وتجري تفاعلاتها بشكل غير تلقائي ($\Delta G = +$) ، ان للخلايا الالكتروليتية تطبيقات مهمة في الصناعة حيث تستخدم في تنقية الفلزات وفي عملية الطلاء الكهربائي .

التحليل الكهربائي : هو عملية يتم فيها ستخدام الطاقة الكهربائية لجعل تفاعل الخلية الالكتروليتية غير التلقائي يحدث .

من امثلة الخلايا الالكتروليتية :

1 - خلية التحليل الكهربائي لمنصهر كلوريد الصوديوم

تتكون خلية التحليل الكهربائي لمنصهر كلوريد من اقطاب الكاربون او البلاتين مغمورة في منصهر كلوريد الصوديوم وعند عميلة التحليل الكهربائي فان الاختزال يحدث عند الكاثود حيث تختزل ايونات Na^+ الى فلز الصوديوم Na وكما ياتي :

نصف تفاعل اختزال (كاثود) $Na^+ + e^- \rightarrow Na$

وعند الانود تتأكسد ايونات الكلوريد Cl^- وتتحرر على شكل غاز الكلور Cl_2 ، كما يلي :

نصف تفاعل التأكسد (الانود) $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$

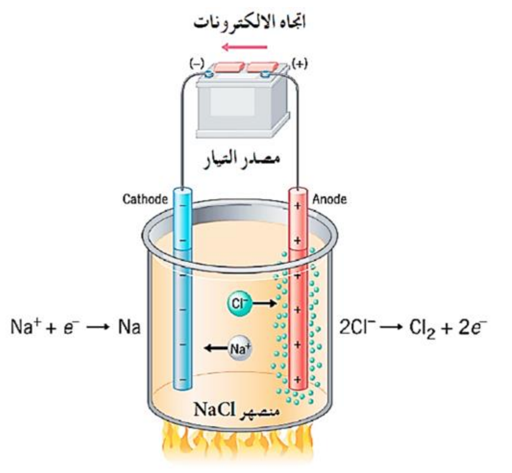
لموازنة الالكترونات يجب ان نضرب نصف تفاعل الاختزال (الكاثود) 2 x ، ثم نجمع تفاعلي نصف الخلية للحصول على التفاعل العام كالاتي :

نصف تفاعل اختزال (كاثود) $2Na^+ + 2e^- \rightarrow 2Na$

نصف تفاعل التأكسد (الانود) $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$

التفاعل العام للخلية $2Na^+ + 2Cl^- \rightarrow 2Na + Cl_2$

ملاحظة : يجب ابقاء الصوديوم مفصولاً عن غاز الكلور حتى لا يتفاعلا بشكل تلقائي لتكوين NaCl مرة ثانية .



خلية التحليل الكهربائي لمنصهر كلوريد الصوديوم

2 - خلايا الطلاء الكهربائي

الطلاء الكهربائي : هو عملية تحليل كهربائي يتم فيها طلاء فلز معين بطبقة رقيقة من فلز اخر ، من اجل حماية المعادن من الصدأ والتآكل .

س / ما هي اهمية الطلاء الكهربائي ؟
الجواب / للطلاء اهمية كبرى تتمثل بحماية المعادن من الصدأ او التآكل .

سؤال وزاري 2015 الدور الثالث /
مم تتركب خلية الطلاء الكهربائي ؟ وعلام تعتمد جودة الطلاء ؟

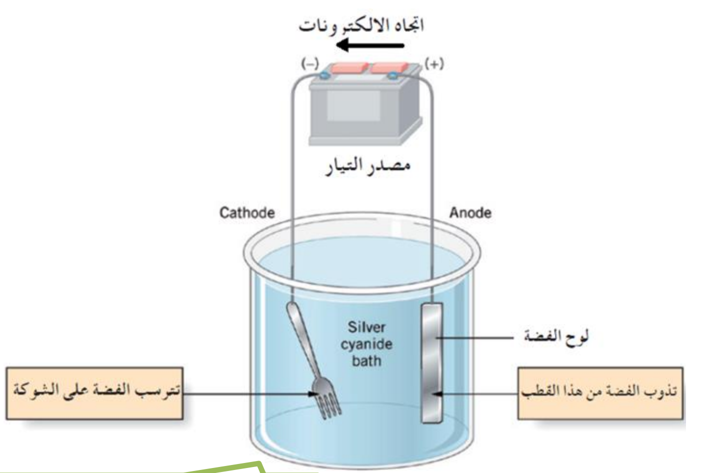
الجواب /

- **قطب الانود** : يتكون من الفلز النقي المراد الطلاء به مثل الفضة النقية (Ag) او الذهب النقي (Au) .
- **قطب الكاثود** : يتكون من السطح المراد طلاؤه مثل ملعقة الطعام .
- **محلول الخلية** : يكون حاوياً على احد املاح الفلز النقي المراد الطلاء به كنترات الفضة ($AgNO_3$) او نترات الذهب $Au(NO_3)_3$ عندما يشكل الفضة او الذهب الانود .

وتعتمد جودة الطلاء على عاملين هما :

شدة التيار الكهربائي (يجب ان يكون ضعيفاً) **و** تركيز ايونات الفلز المراد الطلاء به (قليل)

فراغات / (تمهيدي 2013) : تعتمد جودة الطلاء الكهربائي على عاملين مهمين هما .... و ....؟
سؤال وزاري 2014 الدور الثاني / تعتمد جودة الطلاء الكهربائي على عاملين ، ما هما ؟
الجواب نفسه لكلا السؤالين /
شدة التيار الكهربائي (يجب ان يكون ضعيفاً) و تركيز ايونات الفلز المراد الطلاء به (قليل)



خلية الطلاء الكهربائي

احيائي 2017

وزاري 2013 الدور الثاني + 2016 الدور الاول

سؤال (4 – 9) في الكتاب

ما الفرق بين الخلية الكلفانية وخلايا التحليل الكهربائي .

الخلية الكلفانية	خلية التحليل الكهربائي
1- تستخدم التفاعل الكيميائي للحصول على طاقة كهربائية	1- تستخدم الطاقة الكهربائية لحدوث التفاعل الكيميائي
2- التفاعل يحصل بشكل تلقائي اي ($\Delta G = -$)	2- التفاعل غير تلقائي اي ($\Delta G = +$)
3- فيها جسر ملحي	3- لا يستخدم فيها جسر ملحي
4- تنتقل فيها الالكترونات المتحررة من الذرات الى الايونات عبر السلك الموصل الخارجي بينما تنتقل الايونات بين المحلولين بواسطة الجسر الملحي	4- تنتقل فيها الالكترونات المتحررة من مصدر الجهد (البطارية) الخارجي بواسطة الايونات الموجبة والسالبة الموجودة في المحلول (الالكتروليتي) او المواد المنصهرة
5- مثال عليها : خلية دانيال ، البطاريات	5- مثال عليها : خلايا الطلاء الكهربائي ، خلايا التحليل الكهربائي

قوانين فاراداي Faraday Laws

القانون الاول

تتناسب كتلة اي مادة تترسب على الكاثود او تذوب من الانود او تتحرر كغازات عند هذه الاقطاب مع كمية الكهربائية التي تمر خلال الخلية الكهربائية .

القانون الثاني

تتناسب كتل المواد المختلفة التي تترسب على الكاثود او تذوب من الانود او تتحرر كغازات عند هذه الاقطاب ، باستخدام نفس الكمية من الكهربائية مع الكتل المكافئة للمواد المواد .

العمليات التي تجري عند قطب الكاثود

أ - تختزل ايونات الفلز الى ذراته عند الكاثود وتترسب عليه .

ب - تتحرر عند الكاثود الغازات التي تحمل ايوناتها شحنة موجبة مثل غاز الهيدروجين H_2 وغيره .

العمليات التي تجري عند قطب الانود

أ - تتأكسد الفلزات (اي تذوب) في محلول القطب اي ان الفلز يعاني ذوباناً او اضمحلالاً .

ب - تتحرر عند قطب الانود الغازات التي تحمل ايوناتها شحنة سالبة مثل غاز الكلور Cl_2 والاوكسجين O_2 .

التطبيقات الحسابية لقوانين فاراداي

1 - لإيجاد كمية الشحنة الكهربائية (Q) بالكولوم (C) ، نستخدم العلاقة الاتية :

$$Q\,(C) = I\,(A) \times t\,(s)$$

حيث Q كمية الشحنة للبطارية (وتدعى ايضاً فراداي او الكمية الكهربائية للبطارية)
I التيار الكهربائي ووحدته الامبير (A)
T الزمن ووحدته (s)

---

2 - يمكن حساب كمية الشحنة (Q) للبطارية بوحدة ($mol . e^-$) كما يلي :

أ - ايجاد Q البطارية بوحدة ($mol . e^-$) من حاصل ضرب التيار في الامبير مقسوماً على ثابت فرداي ($F = 96500\ C/mol.e^-$) :

$$Q\,(mol.e^-) = \frac{I\,(A) \ast t\,(s)}{96500\,(C/mol.e^-)}$$

ب - ايجاد ($mol. e^-$) Q البطارية من عدد المولات (n) المترسبة او الذائبة (للفزات) او المتحررة (للغازات) :

$$Q\,(mol.e^-) = n\,(mol) \ast \frac{Q_{\text{نصف الخلية}}\,(mol.e^-)}{1\ mol}$$

حيث 1 mol هو عدد المولات المترسبة للفلز او المتحررة للغاز بالمعادلة الموزونة

حيث n عدد المولات المترسبة او الذائبة (للفلزات) اوالمتحررة (للغازات)

حيث Q كمية الشحنة للبطارية بوحدة ($mol . e^-$)
$Q_{\text{نصف الخلية}}$ عدد مولات الالكترونات في نصف التفاعل . (المفقودة او المكتسبة)

مثال لتوضيح : $Cu^{+2} + 2e^- \rightarrow Cu$ معادلة نصف تفاعل الاختزال ، ترسيب النحاس (عند الكاثود)

$$Q_{\text{نصف الخلية}} = 2\ mol . e^-$$

3 - يمكن ايجاد عدد المولات المترسبة او الذائبة (للفلزات) او المتحررة (للغازات) ، كالاتي :

أ حساب n من عدد الغرامات (الكتلة) ، كالاتي :

$$n\ (mol) = \frac{m\ (g)}{M\ (g/mol)}$$

حيث m عدد الغرامات (الكتلة) المترسبة او الذائبة او المتحررة .
M الكتلة المولية

ب حساب n من التركيز المولاري M ، من العلاقة التالية :

$$n\ (mol) = M\ (mol/L) * V\ (L)$$

حيث M التركيز المولاري
V الحجم باللتر (L)

4 - حساب عدد الغرامات (الكتلة) المترسبة او الذائبة (للفلزات) او المتحرر (للغازات) باستخدام العلاقة الاتية :

$$m\ (g) = n\ (mol) * M\ (g/mol)$$

حيث m عدد الغرامات (الكتلة)
n عدد المولات
M الكتلة المولية

5 - حساب حجم الغاز المتحرر من قانون الغاز المثالي الاتي :

$$PV = nRT$$

حيث P الضغط الجزئي للغاز بوحدة (atm)
V الحجم بوحدة (L)
n عدد المولات (mol)
R ثابت الغاز = (L.atm / K.mol) 0.082 (حفظ قيمة R)
T درجة الحرارة بالكلفن (K)

انتباه : يمكن حساب عدد المولات n من القانون الغاز المثالي :

$$n = \frac{PV}{RT}$$

6 - حساب حجم الغاز المتحرر عند STP باستخدام العلاقة الاتية :

$$V\,(L) = n\,(mol) * 22.4\,(L/mol)$$

حيث V حجم الغاز المتحرر
n عدد المولات المتحررة

● **انتباه : يمكن حساب عدد المولات n عند STP من العلاقة الاتية :**

$$n\,(mol) = \frac{V\,(L)}{22.4\,(L/mol)}$$

---

7 - حساب عدد الجزيئات المتحررة (للغازات) او عدد الذرات المترسبة (للفلزات) من العلاقات الاتية :

✿ حساب عدد جزيئات الغاز المتحررة

حيث NO. molecules تعني عدد الجزيئات

$$NO.\ molecules = n\,(mol) * NA\,(molecules/mol)$$

$$NO.\ molecules = n\,(mol) * 6.023 \times 10^{23}\,(molecules/mol)$$

✿ حساب عدد ذرات الفلز المترسبة

حيث NO. atoms تعني عدد الذرات

$$NO.\ atoms = n\,(mol) * NA\,(atoms/mol)$$

$$NO.\ atoms = n\,(mol) * 6.023 \times 10^{23}\,(atoms/mol)$$

---

7 - حساب عدد الالكترونات المارة في الخلية ، باستخدام العلاقة الاتية :

حيث NO. electrons تعني عدد الالكترونات

$$NO.\ electrons = Q\,(mol\,.\,e^-) * NA\,(electrons/mol)$$

$$NO.\ electrons = Q\,(mol\,.\,e^-) * 6.023 \times 10^{23}\,(electrons/mol)$$

حيث Q الكمية الكهربائية للبطارية (اي كمية الكهربائية المارة في الخلية)

مثال (4 – 9) في الكتاب لتفاعل نصف الخلية الاتي : $Mg_{(aq)}^{+2} + 2e^{-} \rightarrow Mg$ احسب عدد غرامات المغنيسيوم التي يمكن انتاجها من فلز المغنيسيوم عند امرار تيار شدته 25 A لفترة ساعة واحدة (1h) علماً ان الكتلة الذرية للمغنيسيوم تساوي 24 . ما هي عدد ذرات المغنيسيوم المترسبة عند الكاثود تحت نفس الظروف

الجواب

نحول وحدة الزمن من الساعة hr الى الثواني S :

$$t(s) = 1(\not{hr}) \times 3600 \frac{S}{\not{hr}} = 3600\ S$$

نحسب كمية الكهربائية Q بدلالة (mol . e⁻) :

$$Q(mol.e^{-}) = \frac{I(A) \times t(s)}{96500\ (C/mol.e^{-})}$$

$$Q = \frac{25 \times 3600}{96500} = \frac{90000}{96500}$$

$$Q = \frac{900}{965} = 0.9\ (mol.e^{-})$$

نحسب عدد مولات النحاس المترسبة (n) :

$$Mg_{(aq)}^{+2} + 2e^{-} \rightarrow Mg$$

$$Q(mol.e^{-}) = n(mol) * \frac{Q_{\text{نصف الخلية}}(mol.e^{-})}{1\ mol}$$

$$0.9(mol.e^{-}) = n * \frac{2(mol.e^{-})}{1\ mol}$$

$$n = \frac{0.9(\not{mol.e^{-}}) * 1\ mol}{2(\not{mol.e^{-}})}$$

$$n = 0.45\ mol$$

نحسب عدد غرامات (كتلة) المغنيسيوم :

$$n_{Mg}(mol) = \frac{m(g)}{M(g/mol)}$$

$$m_{Mg} = n_{Mg} \times M_{Mg}$$

$$m_{Mg} = 0.45 \times 24$$

$$m_{Mg} = 10.8\ g$$

نحسب عدد ذرات المغنيسيوم Mg المترسبة :

$$No(atoms) = n(mol) \times N_A(atom/mol)$$

$$No(atoms) = 0.45 \times 6.023 \times 10^{23}$$

$$No(atoms) = 2.7 \times 10^{23}\ atoms$$

تمرين (4 – 13) في الكتاب

ماهي شدة التيار الذي يجب امراره في محلول كلوريد الذهب $AuCl_3$ لمدة 200 s ليرسب 3 g من الذهب عند الكاثود ، الكتلة الذرية للذهب 197 .

وزاري 2015 الدور الثاني

الجواب

$$n_{Au}\ (mol) = \frac{m\ (g)}{M\ (g/mol)} = \frac{3}{197} = 0.015\ mol$$

$$Au^{+3} + 3e^- \rightarrow Au$$

$$Q\ (mol.e^-) = n\ (mol) * \frac{Q\ (mol.e^-)_{\text{نصف الخلية}}}{1\ mol}$$

$$Q = 0.015\ (mol) * \frac{3\ (mol.e^-)}{1\ mol}$$

$$Q = 0.045\ (mol.e^-)$$

$$Q\ (mol.e^-) = \frac{I\ (A) * t\ (s)}{96500\ (C/mol.e^-)}$$

$$0.045 = \frac{I\ (A) * 200}{96500}$$

$$I = \frac{0.045 * 965}{2} = \frac{43.4}{2}$$

$$I = 21.7\ A$$

ملاحظة : يمكن حساب عدد المولات المترسبة (n المترسبة) من المولات الكلية مطروح منها المولات المتبقية ، كما في العلاقة الاتية :

n المتبقية □ n الكلية = n المترسبة

تمرين (4 – 14) في الكتاب

محلول من كبريتات النحاس $CuSO_4$ تركيزه 0.2 M وحجمه 600 mL امرر فيه تيار كهربائي شدته 96.5 A . احسب الزمن اللازم لكي يتبقى 0.03 mol من ايون النحاس .

وزاري 2013 الدور الاول + 2014 الدور الثاني

الجواب

$$V(L) = \frac{600}{1000} = 0.6\ L$$

نحسب عدد المولات الكلية (من التركيز) :

$$n_{\text{الكلية}} = M\,(mol/L) * V\,(L)$$

$$n_{\text{الكلية}} = 0.2\,(mol/L) * 0.6\,(L)$$

$$n_{\text{الكلية}} = 0.12\ mol$$

$$n_{\text{المترسبة}} = n_{\text{الكلية}} - n_{\text{المتبقية}}$$

$$n_{\text{المترسبة}} = 0.12 - 0.03$$

$$n_{\text{المترسبة}} = 0.09\ mol$$

$$Cu^{+2} + 2e^{-} \rightarrow Cu$$

$$Q\,(mol.e^{-}) = n\,(mol) * \frac{Q\,(mol.e^{-})_{\text{نصف الخلية}}}{1\ mol}$$

$$Q\,(mol.e^{-}) = 0.09\,(mol) * \frac{2\,(mol.e^{-})}{1\ mol}$$

$$Q\,(mol.e^{-}) = 0.18\,(mol.e^{-})$$

نحسب الزمن t من العلاقة الاتية :

$$Q\,(mol.e^{-}) = \frac{I\,(A) * t\,(s)}{96500\,(C/mol.e^{-})}$$

$$0.18\,(mol.e^{-}) = \frac{96.5\,(A) * t}{96500\,(C/mol.e^{-})}$$

$$t = \frac{0.18 * 96500}{96.5} = \frac{0.18 * 965 \times 10^{2}}{965 \times 10^{-1}}$$

$$t = \frac{0.18 \times 10^{2}}{10^{-1}} = 0.18 \times 10^{2} \times 10^{1}$$

$$t = 0.18 \times 10^{3} = 0.18 \times 1000$$

$$t = 180\ S$$

رحلة التفوق في السادس

عطاء بلا حدود

A.M.Z

سؤال (4 – 10) في الكتاب

احد التفاعلات النصفية للتحليل الكهربائي للماء هو :

$$2H_2O_{(l)} \rightarrow O_{2\,(g)} + 4H^+_{(aq)} + 4e^-$$

فاذا تم جمع 0.08 L من O_2 عند 25 C° وضغط 755 mm.Hg فاحسب عدد مولات الالكترونات التي يجب تمريرها في المحلول (معلومة : 1 atm = 760 mm.Hg)

الجواب

نحول الضغط من mm.Hg الى atm :

$$P = \frac{755}{760} = 0.99 \ atm$$

$$T\ (K) = t\,(C^\circ) + 273 = 25 + 273 = 298\ K$$

$$PV = n R T$$

$$0.99 \times 0.08 = n \times 0.082 \times 298$$

$$n = \frac{0.99 \times 0.08}{298 \times 0.082} = 0.003\ mol$$

$$2H_2O_{(l)} \rightarrow O_{2\,(g)} + 4H^+_{(aq)} + 4e^-$$

$$Q\ (mol\,.\,e^-) = n\ (mol) \times \frac{Q\ (mol.e^-)\ \text{نصف الخلية}}{1\ mol}$$

$$Q = 0.003 \times \frac{4}{1}$$

$$Q = 0.012\ mol\,.\,e^-$$

سؤال (4 – 11) في الكتاب

يسري تيار كهربائي لفترة 3.75 hr خلال خليتي تحليل كهربائي مربوطتين على التوالي ، تحتوي الخلية الاولى محلول $AgNO_3$ ، في حين تحتوي الثانية على محلول $CuCl_2$. وخلال هذا الزمن ترسب 2 g من الفضة في الخلية الاولى . أ كم عدد غرامات النحاس التي ستترسب في الخلية الثانية ب ما قيمة التيار الساري بالامبير . علما ان الكتل الذرية لنحاس (Cu = 63.5) ، والفضة (Ag = 108)

الجواب

أ – نحسب عدد غرامات Cu :

الخلية الاولى : عند الكاثود يترسب الفضة Ag :

$$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$$

$$n_{Ag} = \frac{m\ (g)}{M\ (g/mol)} = \frac{2}{108} = 0.02\ mol$$

$$Q\ (mol\,.\,e^-) = n\ (mol) \times \frac{Q\ (mol.e^-)\ \text{نصف الخلية}}{1\ mol} = 0.02 \times \frac{1}{1}$$

$$Q_{Ag} = 0.02\ mol.e^-$$

تكملة الحل

ان كمية الشحنة (Q_{Ag}) المارة في محلول الفضة في الخلية الاولى هي نفسها كمية الشحنة (Q_{Cu}) المارة في محلول النحاس في الخلية الثانية .

الخلية الثانية : $Q_{Cu} = 0.02\ mol.e^-$

عند الكاثود يترسب النحاس Cu : $Cu^{+2} + 2e^- \rightarrow Cu$

$$Q_{Cu}\ (mol.e^-) = n\ (mol) \times \frac{Q\ (mol.e^-)_{\text{نصف الخلية}}}{1\ mol}$$

$$0.02 = n_{Cu} \times \frac{2}{1} \Rightarrow n_{Cu} = \frac{0.02}{2}$$

$$n_{Cu} = 0.01\ mol$$

نحسب عدد غرامات (كتلة) النحاس ، علماً الكتلة الذرية لـ Cu = 63.5 :

$$n_{Cu} = \frac{m\ (g)}{M\ (g/mol)} \Rightarrow m_{Cu} = n_{Cu} \times M_{Cu}$$

$$m_{Cu} = 0.01 \times 63.5$$

$$m_{Cu} = 0.635\ g \approx 0.64\ g$$

ب– نحسب التيار :

نحول الزمن من وحدة الساعة (hs) الى وحدة الثانية (s) :

$$t\ (s) = 3.75\ (hs) \times 3600\ \left(\frac{s}{hs}\right) = 13500\ s$$

$$Q = \frac{I\ (A) \times t\ (s)}{96500\ (C/mol)}$$

$$0.02 = \frac{I \times 13500}{96500} \Rightarrow I = \frac{0.02 \times 96500}{13500}$$

$$I = 0.14\ A$$

سؤال (4 – 18) في الكتاب | وزاري 2015 الدور الثاني + 2016 الدور الاول | ما هو التيار بالأمبير (A) اللازم لترسيب 5 g من لذهب في ساعة واحدة على سطح الكاثود من محلول يحتوي على ملح للذهب حالة التأكسد للذهب فيه (+3) .

الجواب

$$n_{Au} = \frac{m}{M} = \frac{5}{197} = 0.025 \text{ mol}$$

$$Au^{+3} + 3e^- \rightarrow Au$$

$$Q(\text{mol.e}^-) = n(\text{mol}) * \frac{\text{نصف الخلية } Q(\text{mol.e}^-)}{1 \text{ mol}}$$

$$Q = 0.025(\text{mol}) * \frac{3(\text{mol.e}^-)}{1 \text{ mol}}$$

$$Q = 0.075(\text{mol.e}^-)$$

تحويل الزمن الى الثواني (S):

$$t(s) = 1 * 3600$$

$$t(s) = 3600 \text{ s}$$

$$Q(\text{mol.e}^-) = \frac{I(A) * t(s)}{96500(C/\text{mol.e}^-)}$$

$$0.075 = \frac{I(A) * 3600}{96500}$$

$$I = \frac{0.075 * 96500}{3600} = \frac{0.075 * 965}{36} = \frac{72.37}{36}$$

$$I = 2.01 \text{ A}$$

سؤال (4 – 31) في الكتاب

امرر تيار كهربائي شدته 10 A خلال 965 s في خلية تحليل كهربائي تحتوي على كبريتات النحاس ما هو وزن النحاس المترسب و عدد ذراته ؟ علما ان الكتلة الذرية للذهب (Cu = 63)

وزاري 2015 الدور الاول

الجواب

عند الكاثود يترسب النحاس Cu :

$Cu^{+2} + 2e^{-} \rightarrow Cu$

$$Q\,(mol\,.\,e^{-}) = \frac{I\,(A) \times t\,(s)}{96500\,(C\,/\,mol.e^{-})}$$

$$Q\,(mol\,.\,e^{-}) = \frac{10 \times 965}{96500} = \frac{9650}{96500}$$

$Q = 0.1 \quad mol\,.\,e^{-}$

نحسب عدد مولات النحاس المترسبة (n) من العلاقة الاتية :

$$Q_{Cu}\,(mol\,.\,e^{-}) = n\,(mol) \times \frac{Q_{\text{نصف الخلية}}\,(mol.e^{-})}{1\,mol}$$

$$0.1 = n_{Cu} \times \frac{2}{1}$$

$$n_{Cu} = \frac{0.1}{2}$$

$n_{Cu} = 0.05 \quad mol$

نحسب وزن (كتلة) النحاس المترسب من العلاقة الاتية :

$$n_{Cu} = \frac{m\,(g)}{M\,(g\,/\,mol)}$$

$m_{Cu} = n_{Cu} \times M_{Cu}$

$m_{Cu} = 0.05 \times 63$

$m_{Cu} = 3.15\ g$

نحسب عدد ذرات النحاس Cu المترسبة :

$No\,(atoms) = n\,(mol) \times N_A\,(atom\,/\,mol)$

$No\,(atoms) = 0.05 \times 6.023 \times 10^{23}$

$No\,(atoms) = 0.3 \times 10^{23}\ atoms$

ملاحظة : اذا ذكر في السؤال حصول عملية ترسب لاحد الفلزات دون ان يحدد اسم الفلز المترسب او رمزه الكيميائي عندها نفرض ان رمز الفلز هو M فيكون رمز ايون الفلز هو M^{+1} اذا ذكر انه فلز احادي التكافؤ ، اما اذا كان الفلز ثنائي التكافؤ M^{+2} بينما M^{+3} اذا كان ثلاثي التكافؤ .

تذكير : تترسب جميع الفلزات عند قطب الكاثود ، ويمكن التعبير عن معادلة نصف التفاعل للترسيب بشكل عام لجميع الفلزات بالشكل الاتي :

$$M^{+n} + ne^- \rightarrow M$$

حيث M^{+n} رمز ايون الفلز و n يمثل عدد التكافؤ
] عليه اذا كان الفلز احادي التكافؤ فان n = 1 (اي M^{+1}) ، اما اذا كان ثنائي التكافؤ فان n = 2 (اي M^{+2}) ، واذا كان ثلاثي التكافؤ فان n = 3 (اي M^{+3}) [

مثال / اكتب معادلات ترسيب كل من M^{+1} و M^{+2} و M^{+3} .

الجواب /

$M^{+1} + e^- \rightarrow M$ احادي التكافؤ

$M^{+2} + 2e^- \rightarrow M$ ثنائي التكافؤ

$M^{+3} + 3e^- \rightarrow M$ ثلاثي التكافؤ

- يتحرر غاز الهيدروجين عند قطب الكاثود ، بينما تتحرر الهالوجينات و غاز الاوكسجين عند قطب الانود
- ان الحجم المولي لاي غاز عند STP يمثل حجم مول واحد من الغاز ، فاذا ذكر بالسؤال " تحرر ضعف الحجم المولي من الغاز " فتكون عدد المولات المتحرر هي 2 مول . وان قيمة الحجم المولي 22.4 L

سؤال (4 – 32) في الكتاب
يترسب 0.648 g من احد الفلزات احادي التكافؤ على الكاثود عند امرار تيار كهربائي شدته 3 A لمدة 3 min و 13 s في محلول احد الاملاح لذلك الفلز . احسب الكتلة الذرية للفلز المترسب ؟

الجواب

بما ان الفلز احادي التكافؤ يكون عدد تأكسده (+ 1) ، نفرض ان رمز الفلز هو (M)

حيث يترسب الفلز على الكاثود كما في المعادلة الاتية :

نحول الزمن من وحدة الدقيقة (min) الى وحدة الثانية (s) :

$$t(s) = 3(\cancel{min}) \times \frac{60\ (s)}{(\cancel{min})} = 180\ s$$

$$t(s) = 180\ (s) + 13\ (s) = 193\ s$$

تكملة الحل

نحسب كمية الشحنة كالاتي :

$$Q\ (mol\ .\ e^-) = \frac{I\ (A)\ x\ t\ (s)}{96500\ (C\ /\ mol.e^-)}$$

$$Q\ (mol\ .\ e^-) = \frac{3\ x\ 193}{96500} = \frac{579}{96500}$$

$$Q = 0.006\ \ mol\ .\ e^-$$

نحسب عدد مولات الفلز المترسبة (n) من العلاقة الاتية :

$$M^{+1} + e^- \rightarrow M$$

$$Q_M\ (mol\ .\ e^-) = n\ (mol)\ x\ \frac{Q\ (mol.e^-)_{\text{نصف الخلية}}}{1\ mol}$$

$$0.006 = n_M\ x\ \frac{1}{1} \quad \Rightarrow \quad n_M = 0.006\ \ mol$$

نحسب كتلة الذرية للفلز المترسب من العلاقة الاتية :

$$n_M = \frac{m\ (g)}{M\ (g\ /\ mol)}$$

$$M\ (g\ /\ mol) = \frac{m\ (g)}{n\ (mol)} = \frac{0.648}{0.006}$$

M = 108 (g / mol) **الكتلة الذرية للفلز M**

سؤال (4 – 33) في الكتاب احسب عدد الالكترونات اللازمة لتحرير ضعف الحجم المولي لغاز الاوكسجين في STP (معلومة : الحجم المولي لأي غاز عند STP يساوي 22.4 L)

وزاري 2014 الدور الاول

الجواب

يتحرر الأوكسجين عند الانود من تحليل الماء كهربائياً حسب المعادلة :

$$2\ H_2O \rightarrow O_2 + 4\ H^+ + 4e^-$$

إن الحجم المولي لأي غاز عند (STP) هو 22.4 L وبما ان المتحرر هو ضعف الحجم المولي اي V = 44.8 L

نحسب عدد المولات من العلاقة الاتية : V (L) = 22.4 x n

$$n = \frac{V}{22.4} = \frac{44.8}{22.4} = 2\ mol$$

$$Q\ (mol\ .\ e^-) = n\ (mol)\ x\ \frac{Q\ (mol.e^-)_{\text{نصف الخلية}}}{1\ mol}$$

$$Q = 2\ x\ \frac{4}{1} = 8\ (mol\ .\ e^-)$$

نحسب عدد الالكترونات من العلاقة الاتية :

$$NO.\ electrone = Q\ (mol.e^-)\ x\ N_A$$

$$NO.\ electrone = 8\ x\ 6.023\ x\ 10^{23}$$

$$NO.\ electrone = 48.18\ x\ 10^{23}\ e$$

سؤال وزاري 2014 الدور الثالث

احسب عدد الالكترونات اللازمة لتحرير نصف الحجم المولي لغاز الاوكسجين في STP (الحجم المولي لأي غاز في STP يساوي 22.4 L)

الجواب

يتحرر الأوكسجين عند الانود من تحليل الماء كهربائياً حسب المعادلة :

$$2\,H_2O \rightarrow O_2 + 4\,H^+ + 4e^-$$

إن الحجم المولي لأي غاز عند (STP) هو 22.4 L وبما ان المتحرر هو نصف الحجم المولي اي $V = 11.2\ L$

نحسب عدد المولات من العلاقة الاتية : $V\,(L) = 22.4 \times n$

$$n = \frac{V}{22.4} = \frac{11.2}{22.4} = 0.5\ mol$$

$$Q\,(mol\,.\,e^-) = n\,(mol) \times \frac{Q_{\text{نصف الخلية}}\ (mol.e^-)}{1\ mol}$$

$$Q = 0.5 \times \frac{4}{1} = 2\,(mol\,.\,e^-)$$

نحسب عدد الالكترونات من العلاقة الاتية :

$$NO.\ electrone = Q\,(mol.e^-) \times N_A$$

$$NO.\ electrone = 2 \times 6.023 \times 10^{23}$$

$$NO.\ electrone = 12.046 \times 10^{23}\ e$$

سؤال (4 – 34) في الكتاب

احسب شدة التيار اللازم امراره لمدة 2 hr و 520 s في خلية تحليل الماء كهربائياً لكي يحرر 36.12×10^{21} جزيئة من الهيدروجين والاوكسجين على قطبي الخلية .

وزاري 2015 الدور الثالث

الجواب

عند تحليل الماء كهربائياً فان عدد مولات أو حجم غاز الهيدروجين المتحرر عند الكاثود يساوي ضعف عدد مولات أو حجم غاز الأوكسجين المتحرر عند الانود كما في المعادلة الاتية :

$$2\,H_2O \rightarrow 2\,H_{2\,(g)} + O_{2\,(g)}$$

نفرض ان عدد جزيئات الأوكسجين $X = O_2$

فان عدد جزيئات الهيدروجين $2X = H_2$

$$X + 2X = 36.12 \times 10^{21}$$

$$3X = 36.12 \times 10^{21}$$

$$X = \frac{36.12 \times 10^{21}}{3}$$

$$X = 12.04 \times 10^{21}\ \text{molecules}$$

O_2 عدد جزيئات الأوكسجين   N0. molecules = X = 12.04 x 10^{21} molecules

N0. molecules = $n_{O_2} \times N_A$

$$n_{O_2} = \frac{\text{N0. molecules}}{N_A}$$

$$n_{O_2} = \frac{12.04 \times 10^{21}}{6.023 \times 10^{23}}$$

n_{O_2} = 0.02 mol

و حسب تفاعل نصف خلية التحليل الكهربائي للماء

$2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$ نصف تفاعل تأكسد

$$Q\ (mol.e^-) = n\ (mol) \times \frac{Q_{\text{نصف الخلية}}\ (mol.e^-)}{1\ mol}$$

$$Q\ (mol.e^-) = 0.02 \times \frac{4}{1}$$

$Q\ (mol.e^-) = 0.08\ mol.e^-$

نحول الزمن من وحدة الساعة (hr) الى وحدة الثواني (s)

$$t\ (s) = 2\ (\cancel{hr}) \times \frac{3600\ s}{(\cancel{hr})}$$

t (s) = 7200 s

t (s) = 7200 s + 520 s

t (s) = 7720 s

نحسب التيار من العلاقة الاتية :

$$Q\ (mol.e^-) = \frac{I\ (A) \times t\ (s)}{96500\ (C / mol.e^-)}$$

$$0.08 = \frac{I\ (A) \times 7720}{96500}$$

$$I\ (A) = \frac{0.08 \times 96500}{7720} = \frac{7720}{7720}$$

I (A) = **1 A**

ملاحظة : اذا اعطى بالسؤال النسبة المئوية للكهربائية التي استهلكت ، عندها نستخدم العلاقة الاتية لايجاد قيمة الكمية الكهربائية المستهلكة :

$Q_{\text{المستهلكة}} (mol . e^-) = Q_{\text{الكلية}} (mol . e^-)$ x **النسبة المئوية**

سؤال (4 – 35) في الكتاب اراد احد الصاغة طلاء خاتم بالذهب فامرر تيار كهربائي شدته 10 A في خلية الطلاء الكهربائي تحتوي على احد املاح الذهب فترسب الذهب على الخاتم ، لوحظ انه خلال 9.65 s ان 75 % من الكهربائية قد استهلكت لترسيب الذهب فما كتلة الذهب المترسبة ؟ الكتلة الذرية للذهب 197

الجواب

تفاعل ترسيب الذهب

$$Au^{+3} + 3e^- \rightarrow Au$$

$$Q (mol . e^-) = \frac{I (A) \times t (s)}{96500 (C / mol.e^-)}$$

$$Q (mol . e^-) = \frac{10 \times 9.65}{96500}$$

$$Q (mol . e^-) = 0.001 \ mol . e^-$$

الكهربائية المستهلكة = كمية الكهربائية الكلية x النسبة المئوية

$Q_{\text{المستهلكة}} (mol . e^-) = Q_{\text{الكلية}} (mol . e^-)$ x **النسبة المئوية**

$$Q (mol . e^-) = 0.001 \times 0.75$$

$$Q (mol . e^-) = 0.00075 \ mol . e^-$$

$$Q (mol . e^-) = n (mol) \times \frac{Q_{\text{نصف الخلية}} (mol.e^-)}{1 \ mol}$$

$$0.00075 = n_{Au} \times \frac{3}{1}$$

$$n_{Au} = \frac{0.00075}{3}$$

$$n_{Au} = 0.00025 \ mol$$

نحسب كتلة الذهب المترسبة من العلاقة الاتية :

$$n_{Au} = \frac{m (g)}{M (g / mol)}$$

$$m_{Au} (g) = n_{Au} \times M (g / mol)$$

$$m_{Au} (g) = 0.00025 \times 197$$

$$m_{Au} = 0.05 \ g$$

احيائي 2017

وزاري 2013 الدور الثاني + 2016 تمهيدي

سؤال (4 – 36) في الكتاب عند امرار $0.2\ mol . e^-$ في محلول كبريتات النحاس وبعد ترسيب جميع النحاس تحرر $0.448\ L$ من الهيدروجين في STP . احسب كتلة النحاس المترسبة ؟ الكتلة الذرية للنحاس = 63

الجواب

معطيات السؤال كمية الشحنة الكلية $Q_{\text{الكلية}}\ (mol . e^-) = 0.2\ mol . e^-$

نحسب عدد مولات الهيدروجين عند STP (حيث حجم الهيدروجين المتحرر $V_{H_2} = 0.448\ L$ **) من العلاقة :**

$$V_{H_2} = n_{H_2} \times 22.4$$

$$n_{H_2} = \frac{V_{H_2}}{22.4} \quad \Rightarrow \quad n_{H_2} = \frac{0.448}{22.4}$$

$$n_{H_2} = 0.02\ mol$$

تختزل ايونات الهيدروجين إلى غاز الهيدروجين : $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$

$$Q_{H_2}\ (mol . e^-) = n_{H_2}\ (mol) \times \frac{Q_{\text{نصف الخلية}}\ (mol.e^-)}{1\ mol}$$

$$Q_{H_2}\ (mol . e^-) = 0.02 \times \frac{2}{1}$$

$$Q_{H_2}\ (mol . e^-) = 0.04\ mol . e^-$$ **كمية الشحنة المستهلكة لتحرير غاز الهيدروجين**

كمية الشحنة المستهلكة لترسيب النحاس + كمية الشحنة المستهلكة لتحرير غاز الهيدروجين = كمية الشحنة الكلية

$$Q_{\text{الكلية}}\ (mol . e^-) = Q_{Cu}\ (mol . e^-) + Q_{H_2}\ (mol . e^-)$$

$$Q_{Cu}\ (mol . e^-) = Q_{\text{الكلية}}\ (mol . e^-) - Q_{H_2}\ (mol . e^-)$$

$$Q_{Cu}\ (mol . e^-) = 0.2 - 0.04$$

$$Q_{Cu}\ (mol . e^-) = 0.16\ mol . e^-$$ **كمية الشحنة المستهلكة لترسيب النحاس**

يترسب النحاس عند الكاثود حسب المعادلة : $Cu^{+2} + 2e^- \rightarrow Cu$

$$Q\ (mol . e^-) = n_{Cu}\ (mol) \times \frac{Q_{\text{نصف الخلية}}\ (mol.e^-)}{1\ mol}$$

$$0.16 = n_{Cu} \times \frac{2}{1}$$

$$n_{Cu} = \frac{0.16}{2} = 0.08\ mol$$

نحسب كتلة النحاس المترسبة من العلاقة الاتية :

$$n_{Cu} = \frac{m\ (g)}{M\ (g/mol)}$$

$$m_{Cu}\ (g) = n_{Cu} \times M\ (g/mol)$$

$$m_{Cu}\ (g) = 0.08 \times 63$$

$$m_{Cu}\ (g) = 5.04\ g$$

سؤال (4 – 38) في الكتاب

في خلية تحليل الماء كهربائياً في STP تم امرار تيار كهربائي فيها لمدة 3 دقائق و 13 ثانية ، فتحرر غازي الهيدروجين والاوكسجين عند قطبي الخلية . وكان مجموع حجمي الغازين المتحررين يساوي 0.0672 L . اكتب معادلتي نصفي الخلية والتفاعل العام لها ، ثم جد حجم كل غاز متحرر وشدة التيار المار .

الجواب

نصف تفاعل التاكسد (الانود) $2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$

نصف تفاعل الاختزال (الكاثود) $4H^+ + 4e^- \rightarrow 2H_2$

التفاعل العام للخلية $2H_2O \rightarrow O_2 + 2H_2$

نفرض ان حجم الاوكسجين = X اي $V_{O_2} = X$

فان حجم الهيدروجين = $2X$ اي $V_{H_2} = 2X$

الحجم الكلي = حجم O_2 + حجم H_2

$$V_T = V_{O_2} + V_{H_2}$$

$$0.0672 = X + 2X$$

$$0.0672 = 3X$$

$$X = \frac{0.0672}{3} = 0.0224 \text{ L}$$

$$V_{H_2} = 2X = 2 * 0.0224$$

$$V_{H_2} = 0.0448 \text{ L}$$

$$V_{O_2} = X$$

$$V_{O_2} = 0.0224 \text{ L}$$

نحسب كمية الشحنة :

$$V = 22.4 * n$$

$$n_{O_2} = \frac{V_{O_2}}{22.4} = \frac{0.0224}{22.4} = 0.001 \text{ mol}$$

$$2H_2O \rightarrow O_2 + 4H^+ + 4e^-$$

$$Q(\text{mol.e}^-) = n(\text{mol}) * \frac{Q(\text{mol.e}^-)_{\text{نصف الخلية}}}{1 \text{ mol}}$$

$$Q = 0.001(\text{mol}) * \frac{4(\text{mol.e}^-)}{1 \text{ mol}}$$

$$Q = 0.004(\text{mol.e}^-)$$

نحسب التيار المار :

تحويل وحدة الزمن الى الثواني (S) :

$t(s) = 3\ min + 13\ s$

$t = 3 * 60 + 13$

$t = 180 + 13 = 193\ s$

$$Q\ (mol . e^-) = \frac{I\ (A) \times t\ (s)}{96500\ (C / mol.e^-)}$$

$$0.004 = \frac{I\ (A) * 193}{96500}$$

$$I = \frac{0.004 * 96500}{193} = \frac{386}{193}$$

$$I = 2\ A$$

البطاريات (النضائد) وخلايا الوقود

تسمى الخلايا الكلفانية بالبطاريات وتصنف الى نوعين :

أ - بطاريات اولية : وهي التي لا يمكن اعادة شحنها .

ب - بطاريات ثانوية : وهي التي يمكن اعادة شحنها .

ان البطارية تتكون من تجميع عدد من الخلايا الكلفانية تربط على التوالي . ويكون جهدها مسوأ لمجموع جهود الخلايا المتكونة منها . من البطاريات الشائعة ما يلي :

1 - بطارية الخزن الرصاصية :

س / مم يتكون انود وكاثود بطارية الخزن الرصاصية ، وما هو محلول الخلية ؟ اكتب تفاعلات نصفي الخلية وتفاعلها العام .

الجواب /

أ - قطب الانود : مصنوع من مادة الرصاص Pb .

ب - قطب الكاثود : مصنوع من اوكسيد الرصاص PbO_2 .

تكون هذه الاقطاب مغمورة في محلول حامض الكبريتيك الذي تتراوح كثافته عند شحن البطارية من 1.2 g / mL الى 1.3 g / mL .

تفاعلات نصفي الخلية :

تفاعل الانود : $Pb_{(s)} + SO_4^{-2}{}_{(aq)} \rightarrow PbSO_{4\,(s)} + 2e^-$

تفاعل الكاثود : $PbO_{2\,(s)} + 4H^+_{(aq)} + SO_4^{-2}{}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow PbSO_{4\,(s)} + 2H_2O_{(l)}$

التفاعل العام للخلية $Pb_{(s)} + PbO_{2\,(s)} + H_2SO_{4\,(l)} \rightarrow 2PbSO_{4\,(s)} + 2H_2O_{(l)}$

س / عدد اهم مميزات بطارية الخزن الرصاصية .

الجواب / 1 - تستعمل في تشغيل السيارات وكثيرا من المعدات الكهربائية والصناعية .
2 - تتكون من مجموعة خلايا رصاصية كلفانية جهد كل منها (2 V) .
3 - يمكن اعادة شحنها .
4 – تعمل في وسط حامضي .

✪ عند استمرار عمل الخلية تترسب كبريتات الرصاص بشكل مسحوق ابيض على القطبين كما ويستهلك حامض الكبريتيك الموجود بشكل متأين فتزداد كمية الماء مما يؤدي الى انخفاض كثافة محلول الحامض . وما ان تنطلق السيارة حتى تنعكس تفاعلات نصفي الخلية تحت تأثير الفولتية التي ينتجها المولد ويعاد انتاج H_2SO_4 و PbO_2 و PbO_2 .

2 - الخلية الجافة (خارصين - كاربون) :

سؤال 4 – 19 في الكتاب :
مم يتكون انود وكاثود البطارية الجافة ؟ اكتب تفاعلات نصفي الخلية وتفاعلها العام واهم مميزاتها ؟

الجواب

البطارية الجافة يكون الانود فيها عبارة عن وعاء خارصين مملوء بمعجون رطب من MnO_2 و كلوريد الامونيوم NH_4Cl و الكاربون (كرافيت) الذي يمثل الكاثود .

حيث تتاكسد ذرات الخارصين عند الانود :

$$Zn_{(s)} + 2OH^-_{(aq)} \longrightarrow Zn(OH)_{2\,(s)} + 2e^-$$

اما الكاثود فهو عبارة عن قضيب من الكاربون (كرافيت) حيث تنتقل الالكترونات داخل الخلية بواسطة الكاربون و هو الكاثود حيث عنده يختزل MnO_2 بوجود الماء ، كما في التفاعل الاتي :

$$2MnO_{2\,(s)} + 2H_2O_{(l)} + 2e^- \longrightarrow 2MnO(OH)_{(s)} + 2OH^-_{(aq)}$$

التفاعل العام للخلية :

$$Zn_{(s)} + 2MnO_{2\,(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow Zn(OH)_2 + 2MnO(OH)_{(s)}$$

اهم مميزاتها : تعطي جهد مقداره 1.48 V ، وغير قابلة للشحن ، وتستخدم في اجهـــزة الراديـــو والحاسبات وغيرها .

احيائي 2017

سؤال وزاري 2013 الدور الثالث

ما هي مواصفات الخلية الجافة ؟

الجواب

1 – تعطي جهد مقداره 1.48 V

2 – غير قابلة للشحن .

3 – تستخدم في اجهـــزة الراديــــو والحاسبات وغيرها .